This is a digital copy of a book that was preserved for generations on library shelves before it was carefully scanned by Google as part of a project to make the world's books discoverable online.

It has survived long enough for the copyright to expire and the book to enter the public domain. A public domain book is one that was never subject to copyright or whose legal copyright term has expired. Whether a book is in the public domain may vary country to country. Public domain books are our gateways to the past, representing a wealth of history, culture and knowledge that's often difficult to discover.

Marks, notations and other marginalia present in the original volume will appear in this file - a reminder of this book's long journey from the publisher to a library and finally to you.

Usage guidelines

Google is proud to partner with libraries to digitize public domain materials and make them widely accessible. Public domain books belong to the public and we are merely their custodians. Nevertheless, this work is expensive, so in order to keep providing this resource, we have taken steps to prevent abuse by commercial parties, including placing technical restrictions on automated querying.

We also ask that you:

+ *Make non-commercial use of the files* We designed Google Book Search for use by individuals, and we request that you use these files for personal, non-commercial purposes.

+ *Refrain from automated querying* Do not send automated queries of any sort to Google's system: If you are conducting research on machine translation, optical character recognition or other areas where access to a large amount of text is helpful, please contact us. We encourage the use of public domain materials for these purposes and may be able to help.

+ *Maintain attribution* The Google "watermark" you see on each file is essential for informing people about this project and helping them find additional materials through Google Book Search. Please do not remove it.

+ *Keep it legal* Whatever your use, remember that you are responsible for ensuring that what you are doing is legal. Do not assume that just because we believe a book is in the public domain for users in the United States, that the work is also in the public domain for users in other countries. Whether a book is still in copyright varies from country to country, and we can't offer guidance on whether any specific use of any specific book is allowed. Please do not assume that a book's appearance in Google Book Search means it can be used in any manner anywhere in the world. Copyright infringement liability can be quite severe.

About Google Book Search

Google's mission is to organize the world's information and to make it universally accessible and useful. Google Book Search helps readers discover the world's books while helping authors and publishers reach new audiences. You can search through the full text of this book on the web at `http://books.google.com/`

A propos de ce livre

Ceci est une copie numérique d'un ouvrage conservé depuis des générations dans les rayonnages d'une bibliothèque avant d'être numérisé avec précaution par Google dans le cadre d'un projet visant à permettre aux internautes de découvrir l'ensemble du patrimoine littéraire mondial en ligne.

Ce livre étant relativement ancien, il n'est plus protégé par la loi sur les droits d'auteur et appartient à présent au domaine public. L'expression "appartenir au domaine public" signifie que le livre en question n'a jamais été soumis aux droits d'auteur ou que ses droits légaux sont arrivés à expiration. Les conditions requises pour qu'un livre tombe dans le domaine public peuvent varier d'un pays à l'autre. Les livres libres de droit sont autant de liens avec le passé. Ils sont les témoins de la richesse de notre histoire, de notre patrimoine culturel et de la connaissance humaine et sont trop souvent difficilement accessibles au public.

Les notes de bas de page et autres annotations en marge du texte présentes dans le volume original sont reprises dans ce fichier, comme un souvenir du long chemin parcouru par l'ouvrage depuis la maison d'édition en passant par la bibliothèque pour finalement se retrouver entre vos mains.

Consignes d'utilisation

Google est fier de travailler en partenariat avec des bibliothèques à la numérisation des ouvrages appartenant au domaine public et de les rendre ainsi accessibles à tous. Ces livres sont en effet la propriété de tous et de toutes et nous sommes tout simplement les gardiens de ce patrimoine. Il s'agit toutefois d'un projet coûteux. Par conséquent et en vue de poursuivre la diffusion de ces ressources inépuisables, nous avons pris les dispositions nécessaires afin de prévenir les éventuels abus auxquels pourraient se livrer des sites marchands tiers, notamment en instaurant des contraintes techniques relatives aux requêtes automatisées.

Nous vous demandons également de:

+ *Ne pas utiliser les fichiers à des fins commerciales* Nous avons conçu le programme Google Recherche de Livres à l'usage des particuliers. Nous vous demandons donc d'utiliser uniquement ces fichiers à des fins personnelles. Ils ne sauraient en effet être employés dans un quelconque but commercial.

+ *Ne pas procéder à des requêtes automatisées* N'envoyez aucune requête automatisée quelle qu'elle soit au système Google. Si vous effectuez des recherches concernant les logiciels de traduction, la reconnaissance optique de caractères ou tout autre domaine nécessitant de disposer d'importantes quantités de texte, n'hésitez pas à nous contacter. Nous encourageons pour la réalisation de ce type de travaux l'utilisation des ouvrages et documents appartenant au domaine public et serions heureux de vous être utile.

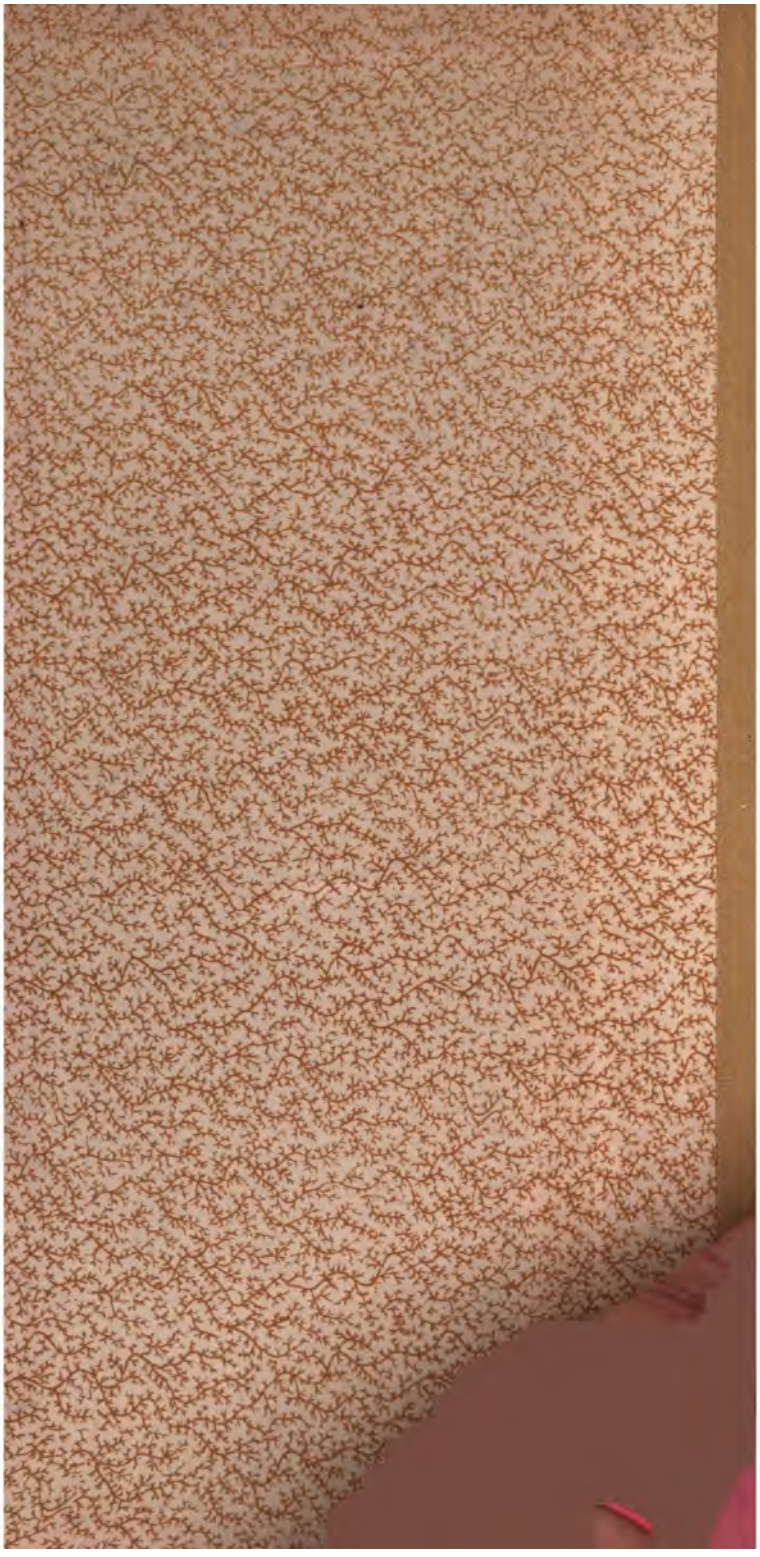
+ *Ne pas supprimer l'attribution* Le filigrane Google contenu dans chaque fichier est indispensable pour informer les internautes de notre projet et leur permettre d'accéder à davantage de documents par l'intermédiaire du Programme Google Recherche de Livres. Ne le supprimez en aucun cas.

+ *Rester dans la légalité* Quelle que soit l'utilisation que vous comptez faire des fichiers, n'oubliez pas qu'il est de votre responsabilité de veiller à respecter la loi. Si un ouvrage appartient au domaine public américain, n'en déduisez pas pour autant qu'il en va de même dans les autres pays. La durée légale des droits d'auteur d'un livre varie d'un pays à l'autre. Nous ne sommes donc pas en mesure de répertorier les ouvrages dont l'utilisation est autorisée et ceux dont elle ne l'est pas. Ne croyez pas que le simple fait d'afficher un livre sur Google Recherche de Livres signifie que celui-ci peut être utilisé de quelque façon que ce soit dans le monde entier. La condamnation à laquelle vous vous exposeriez en cas de violation des droits d'auteur peut être sévère.

À propos du service Google Recherche de Livres

En favorisant la recherche et l'accès à un nombre croissant de livres disponibles dans de nombreuses langues, dont le français, Google souhaite contribuer à promouvoir la diversité culturelle grâce à Google Recherche de Livres. En effet, le Programme Google Recherche de Livres permet aux internautes de découvrir le patrimoine littéraire mondial, tout en aidant les auteurs et les éditeurs à élargir leur public. Vous pouvez effectuer des recherches en ligne dans le texte intégral de cet ouvrage à l'adresse `http://books.google.com`

NYPL RESEARCH LIBRARIES
3 3433 06637998 7



Berzelius

CHIMIE DU FER.

VIP

CHIMIE DU FER,

D'APRÈS BERZELIUS.

TRADUIT

PAR LE CHEVALIER HERVÉ,

CAPITAINE AU CORPS ROYAL DE L'ARTILLERIE.

Le fer est devenu le *sine qua non* de la civilisation.

BERZELIUS, Cours de chimie.

ASTOR LIBRARY

A PARIS,

Chez F. G. LEVRAULT, rue de la Harpe, n.° 81,
et rue des Juifs, n.° 33, à STRASBOURG.

1826.

AVANT-PROPOS.

PLUSIEURS métaux ont été connus et employés avant le fer, et cela s'explique facilement, quand on considère que le fer natif se rencontre très-rarement, et que le traitement des minérais de ce métal exige une haute température, que probablement les hommes des premiers siècles ne pouvaient se procurer. L'idée de la construction d'un fourneau suppose déjà une civilisation très-avancée.

Mais, si le fer n'est pas le plus ancien des métaux connus, à coup sûr il en est le plus utile, et son utilité se démontre tous les jours davantage par de nouvelles applications. Tout le

monde connaît les usages ordinaires du fer, employé à l'état de fer forgé, comme fer de fonte, ou comme acier, et il serait au moins superflu de les récapituler ici; mais, peut-être, ne sera-t-il pas sans intérêt de rappeler à l'attention de nos lecteurs quelques-uns des services nouveaux que ce métal rend déjà ou ne tardera point à rendre aux arts, à l'industrie, et par eux à la civilisation tout entière.

Arts militaires et navigation. Depuis long-temps toutes les armes portatives se fabriquent avec le fer et l'acier. Les canons de la marine sont en fer de fonte, et des essais récens ont introduit du fer dans l'alliage avec lequel on coule les pièces pour le service de terre. Le fer ne tardera point, nous le pensons, à jouer un rôle encore plus important dans la fabrication

de ces bouches à feu, et nous sommes très-portés à croire que des perfectionnemens ultérieurs amèneront sous ce rapport une uniformité très-désirable dans l'artillerie et de terre et de mer. Il paraît aussi que le fer apportera bientôt de grandes modifications dans la construction des vaisseaux. Déjà il a fourni la matière première de petits bâtimens, et cette innovation en amènera d'autres plus étendues. Des officiers français, distingués par leurs talens, comme par leurs services, ont fait pressentir qu'il deviendrait probablement nécessaire de cuirasser pour ainsi dire les bâtimens de guerre, afin de les garantir contre la puissance destructive d'armes perfectionnées. Sir H. Davy a trouvé qu'une petite quantité de fer, mêlée au cuivre, qui sert à doubler les vaisseaux, le préserve de

aussi appliqué l'usage du fer à la construction des édifices; on a proposé de substituer des supports de ce métal à la charpente généralement lourde et massive, et beaucoup de raisons, parmi lesquelles on cite la sûreté contre l'incendie, l'agrandissement des greniers, la durée plus longue, la facilité des réparations, l'économie, semblent militer en faveur de cette innovation.

Tous ces nouveaux usages du fer, qui montrent son importance toujours croissante, justifient l'épigraphe que nous avons choisie et légitiment sans doute notre travail aux yeux de nos compatriotes. Nous avons cru qu'ils ne liraient pas sans intérêt ce que le célèbre Berzelius dit du fer dans ses savantes leçons, et nous leur offrons ici la traduction des observations qu'il a consignées dans son Cours de chimie.

Pages.

Pyrite magnétique. 42
Sulfure de fer servant à la préparation du gaz hydrogène sulfuré. 43
Dissolution du fer dans le sulfure de fer. 45
Pyrites sulfureuses qui ne sont décomposées ni par l'air ni par l'eau. 49
Fer et phosphore. 50
Propriétés du phosphure de fer. 51
Fer et charbon. Graphite. 53
Carbure de fer provenant des cyanures de fer. 55
Différentes sortes de fer cru ou fonte. 58
Fonte noire. 58
Fonte grisé. 59
Fonte blanche. 59
Moyen d'adoucir la fonte de fer. 61
Nature de la fonte de fer. 62
Dissolution de la fonte de fer dans les acides. 64
Résidu charbonneux provenant de la dissolution de la fonte de fer dans les acides. 65
Analyse de la fonte de fer. 67
Autre méthode pour analyser la fonte de fer et l'acier. 69
Acier. 71
Acier brut. 71
Acier corroyé. 72
Acier de cémentation. 72
Acier de fusion. 73
Propriétés de l'acier. 75
Couleurs que prend l'acier. 76
Acier indien dit Wootz. 77
Damasquinure de l'acier. 78

	Pages.
Alliages.	80
Borure de fer.	80
Fer et potassium.	81
Fer et sodium.	81
Fer et silicium.	82
Fer et béryllium.	82
Fer et calcium.	82
Fer et magnésium.	82
Fer et aluminium.	82
Fer et sélénium.	83
Fer et arsenic.	84
Mispickel.	84
Fer et chrome.	85
Fer et molybdène.	86
Fer et wolfram.	86
Fer et antimoine.	86
Fer et tellure.	87
Fer et tantale.	87
Fer et titane.	87
Fer et or.	88
Fer et platine.	89
Fer et rhodium.	90
Acier et rhodium.	90
Fer et argent.	90
Acier fondu et argent.	91
Fer et mercure.	91
Fer et cuivre.	93
Fer et bismuth.	94
Fer et étain.	94
Fer-blanc.	94
Fer et plomb.	98
Fer et zinc.	98

Pages.

Ferro-cyanure de sodium. 166
Ferro-cyanure d'ammonium. 166
Ferro-cyanure de barium. 168
Ferro-cyanure de strontium. 170
Ferro-cyanure de calcium. 170
Ferro-cyanure de magnésium. 171
Doubles cyanures du fer avec les radicaux des terres. 172
Doubles cyanures du fer et des autres métaux. 173
Acide hydrocyanique ferruginé. 175
Bleu de Prusse. 181
Préparation du bleu de Prusse. 182
Nature du bleu de Prusse. 184
Bleu de Prusse neutre. 185
Bleu de Prusse avec excès de base. 187
Usages du bleu de Prusse dans les arts. 188
Ferro-cyanure de potassium avec maximum de cyanogène. 193
Acide hydrocyanique ferruginé avec maximum de cyanogène. 196
Usages du fer. 199

DU FER.

Minérais de fer.

Le fer est le plus remarquable de tous les métaux; il est anciennement connu, et ses usages multipliés l'ont rendu comme un *sine qua non* de la civilisation, dont les progrès ont été liés aux perfectionnemens apportés à l'usage de ce métal, et ont marché avec eux d'un pas égal.

Le fer est répandu dans toute la nature, dans les fossiles, dans les animaux, dans les plantes, et il y a très-peu de minéraux qui n'en contiennent plus ou moins.

Le fer natif se rencontre rarement, et c'est presque toujours dans les pierres météoriques. On le trouve le plus habituellement à l'état d'oxide ou de sulfure.

On nomme minérais de fer, les minéraux contenant du fer en quantité et sous une forme telles qu'il soit avantageux de l'en retirer et de le purifier. Ces minérais sont de différentes espèces, et le fer qu'ils produisent varie en bonté, suivant que les minérais sont plus ou moins dépourvus

d'autres métaux, de soufre et de phosphore.

Les meilleurs minérais de fer se rencontrent dans les terrains primitifs, où ils forment ordinairement des couches très-puissantes. De ce nombre sont la plupart des minérais de fer qu'on exploite en Suède; savoir :

Fer magnétique.[1]

Il est en partie *attirant* et en partie *attirable* seulement. Ces minérais sont d'un gris noirâtre plus ou moins brillant, et fournissent, lorsqu'on les pulvérise, une poudre noire, attirable à l'aimant. Ils ne sont pas, ainsi qu'on le croit communément, de l'oxidule de fer, mais une combinaison chimique d'oxidule de fer et d'oxide de fer, dans laquelle l'oxide prédomine : leur dissolution dans l'acide muriatique[2] a une couleur rousse foncée, tirant un peu sur le vert.

---

1 Dans la nomenclature française ce minérai s'appelle *fer oxidulé*; c'est une combinaison de 1 atome d'oxide de fer noir, que Berzelius nomme *oxidule de fer*, avec 2 atomes d'oxide de fer rouge, qu'il appelle *oxide de fer*; et leur combinaison, d'après sa nomenclature, se nomme *oxidium ferroso-ferricum*. (*Note du Traducteur.*)

2 C'est l'acide hydrochlorique, d'après la nomenclature française; mais on a cru devoir respecter dans le cours de

Fer oligiste.

On le trouve cristallisé, tantôt en morceaux cristallins, brillans, durs et d'un gris d'acier; tantôt en écailles qui, étant pulvérisées, donnent une poudre rouge; ou encore en une masse également cristalline, rouge, qui reçoit en Suède le nom de *hématite*. Toutes ces variétés sont habituellement de l'oxide de fer pur. Il est cependant rare de les trouver tellement dépouillées d'oxidule, qu'elles ne manifestent plus aucune action sur l'aiguille aimantée.

Fer spathique.

On rencontre encore en filons une sorte de minérai de fer qui a reçu le nom de *fer spathique*, et qui est souvent blanc ou brunâtre : c'est du carbonate de fer oxidulé. On l'exploite dans quelques endroits, quoiqu'il soit accompagné de minéraux qui d'ordinaire gâtent le fer. On croit que ce minérai fournit un fer qui est très-propre à produire de l'acier.

Dans les terrains plus modernes on trouve

---

cette traduction la nomenclature chimique de l'Auteur. (*Note du Traducteur.*)

aussi de grandes masses de mines de fer, particulièrement dans les formations secondaires, où une argile pénétrée d'une très-grande quantité de carbonate de fer oxidulé, d'hydrate de fer oxidé et d'un silicate de fer oxidulé, se trouve superposée aux couches de houille. Ce minérai sert, principalement en Angleterre, de matière première pour la fabrication d'une quantité énorme de fer.

On rencontre dans les terrains d'alluvion le *Sumpferz* (la mine des marais), le *Rasenerz* (le fer limoneux), et le *Wiesenerz* (la mine des prairies), qui consistent principalement en hydrate de fer oxidé, mélangé souvent à du phosphate de fer oxidé. On les fond dans certains endroits et aussi dans quelques parties de la Suède.[1]

---

1 En France les minérais principaux se trouvent dans les terrains secondaires, dits *jurassiques*. Ces minérais sont : 1.° la mine de fer en grains (*Bohnerz*) ; 2.° la mine de fer oolithique (*körniger Thoneisenstein*). Le premier donne un fer de très-bonne qualité, souvent propre à la tréfilerie et à la fabrication des armes à feu. Le second donne un fer cassant, mais il est de très-bonne qualité pour la fabrication des moulages en fonte. (*Note du Traducteur.*)

Le fer qu'on retire des minérais provenant des terrains plus modernes, est toujours d'une qualité inférieure. Les minérais de fer des formations primitives se rencontrent en plus grande quantité en Suède, en Norwége et en Russie; ceux des formations subséquentes, dans les autres parties de l'Europe; aussi accorde-t-on au fer fabriqué dans le Nord une préférence marquée. Les contrées volcaniques produisent aussi des minérais qui donnent du bon fer en grande quantité. Ce minérai forme un sable noir qui consiste en fer titané; mais on le trouve rarement en quantité suffisante pour être employé à la préparation du fer.

Extraction du fer.

On retire le fer de ses minérais de la manière suivante : on grille les minérais, puis on en mélange plusieurs entre eux, suivant que l'expérience a démontré qu'un semblable amalgame est plus fusible et produit un fer de meilleure qualité. Ce mélange ou cet assortiment des minérais est souvent de la plus grande importance, tant à cause de la bonté des produits, que pour leur quantité dans un temps donné.

C'était au chimiste de la Suède, si riche en fer, qu'il appartenait plus qu'à personne de s'occuper spécialement de ce métal; et sans doute il méritait de rencontrer parmi nous un plus digne interprète!

TABLE DES MATIÈRES.

	Pages.
Minérais de fer.	1
Fer magnétique.	2
Fer oligiste.	3
Fer spathique.	3
Extraction du fer.	5
Préparation des minérais.	6
Fusion dans les hauts-fourneaux.	7
Fer de fonte ou fer cru.	10
Affinage de la fonte de fer.	12
Fer brisant à chaud.	16
Fer cassant à froid.	16
Fer pur.	16
Caractères du fer pur.	17
Propriétés du fer en barres ordinaire.	18
Action des acides sur le fer.	21
Oxidation du fer.	21
Oxidule de fer.	22
Propriétés de l'oxidule de fer.	22
Oxide de fer.	25
Propriétés de l'oxide de fer.	25
Hydrate de fer oxidé.	27
Oxide de fer fondu avec des flux de verre.	29
Oxidum ferroso-ferricum.	31
Fer et soufre.	33
Pyrite sulfureuse.	41

qu'il a atteint le degré de chaleur convenable, on y dépose, par couches, le mélange de minérais avec du charbon, après quoi l'on fait marcher les soufflets sans interruption. La masse s'affaisse au fur et à mesure de la combustion du charbon; on introduit alors par le haut du fourneau de nouvelles couches de minérais et de charbon, et l'on continue de la sorte.

En Suède les hauts-fourneaux sont ainsi en activité jour et nuit, ordinairement depuis Noël jusqu'en été. Pour entretenir constamment cette marche d'une manière avantageuse, il faut plus d'expérience que de connaissances théoriques; à l'aide de celles-ci on n'a pu rien déterminer jusqu'ici *à priori*. Au moyen de la température élevée, produite dans les hauts-fourneaux, le fer se trouve réduit par le charbon, et cela a lieu aussi plus ou moins pour les autres principes réductibles contenus dans les minérais, tels que le soufre, le phosphore, la silice, la magnésie, le manganèse et autres : le fer absorbe alors une quantité de charbon plus ou moins grande, ce qui le rend plus fusible que le fer pur, mais lui fait perdre sa ducti-

lité. Les terres calcaires et les fossiles terreux qui forment la gangue des minérais de fer, se fondent en un verre opaque, nommé *scories ;* elles accompagnent le fer liquéfié jusqu'au bas du fourneau, où le tout se divise en deux couches ; l'une, inférieure, consiste en fer fondu, et l'autre, supérieure, se compose des scories, qui préservent la première de l'influence de l'air. La fusion des scories donne lieu à des combinaisons tellement semblables à celles qu'on rencontre dans le règne minéral, qu'on a peine à se défendre de l'hypothèse que la formation de ces dernières ne soit aussi le résultat de la fusion des produits de ce règne.

Les combinaisons qui se rencontrent le plus habituellement cristallisées dans les scories des hauts-fourneaux, sont, d'après les essais de *Mitscherlich*, des bisilicates[1] de chaux et de magnésie, parfois avec une trace de bisilicate d'oxidule de fer, et qui adoptent entièrement la cristallisation du pyroxène.

---

1 Par bisilicate j'entends un silicate dans lequel l'oxigène de la silice est le double de celui contenu dans la base.

Plus la réduction des minérais dans le haut-fourneau se fait convenablement et complétement, moins il reste de fer dans les scories : il est probable qu'avec le temps, quand on en aura mieux étudié la nature, on trouvera moyen, en modifiant l'assortiment des minérais, d'obtenir de la fusion, avec précision et certitude, le résultat le plus avantageux. Les scories se rassemblent en bien plus grande quantité que le fer réduit, aussi faut-il les laisser s'écouler de temps en temps par une ouverture. Quand le fer fondu remplit l'espace qui lui est réservé sur le sol du fourneau, on retire le sable, on débouche l'âtre, et le fer s'écoule dans des moules particuliers en sable, où il se refroidit et y forme des gueuses. On le nomme alors *fer de fonte* ou *fer cru.*

Fer de fonte ou fer cru.

Le fer cru est, dans cet état, un mélange de principes réduits, dont la masse principale est du fer combiné avec différentes proportions de carbone, qui lui donnent un autre aspect et d'autres propriétés. Pour

rendre ce fer ductile, il est nécessaire d'en écarter, par la combustion, tout le charbon et les principes métalliques étrangers qu'il peut contenir; ce qui se pratique dans des fourneaux particuliers, où l'on refond le fer cru sous une couche de charbon et de scories de fonte fraîche, et en dirigeant toujours sur le bain le vent des soufflets. On entend par scories de fonte fraîche, celles qu'on obtient par la combustion du fer dans cette opération; la silice contenue dans les cendres des charbons brûlés se combine avec l'oxidule de fer, et forme un silicate facile à fondre, dans lequel la silice et l'oxidule contiennent une égale proportion d'oxigène. Le fer s'oxide donc en même temps que le charbon; on brasse, et les scories se mêlent ainsi au fer en fusion. Quand alors la masse a atteint un certain degré de chaleur, le charbon se transforme en gaz oxide de carbone aux dépens de l'oxigène contenu dans les scories dont on a opéré mécaniquement le mélange dans la masse, et celle-ci entre en même temps en ébullition; les bulles qui s'élèvent à la surface du fer en fusion, se brûlent et le recouvreut de flammes étince-

lantes. Pendant cette apparition la masse de fer devient moins fluide, comme une sorte de bouillie et se solidifie enfin, quand la plus grande partie du charbon a été brûlée et qu'il ne reste plus que le fer seul.

Affinage de la fonte de fer.

On donne à cette opération le nom d'*affinage*, et à l'amas de fer solidifié, celui de *fer affiné*. En Suède, cette méthode d'obtenir du fer ductile, est appelée l'*affinage allemand*.

L'*affinage wallon* est une autre méthode d'enlever le charbon par la combustion; elle est usitée dans les forges situées dans une partie de la province Upland, où l'on extrait le fer des minérais provenant de Dannemora. Là on fond à la fois une moindre quantité de fer, et le charbon se brûle aux dépens de l'air atmosphérique; la consommation du charbon et l'oxidation du fer sont plus considérables, mais le fer est moins exposé au mélange mécanique des scories et de corps étrangers, et il acquiert plus de densité.

On retire le fer affiné du fourneau, et on

le forge sous de gros marteaux, mus par un cours d'eau. Chaque coup de marteau exprime une grande quantité de scories, dont on a opéré mécaniquement le mélange dans la masse, et qui ont servi à la combustion du charbon contenu dans le fer de fonte. Dès que par ce travail les parties métalliques adhèrent suffisamment les unes aux autres, et que les scories en sont entièrement séparées, on forge le fer en tringles ou barres de différentes dimensions, et il reçoit, en cet état, le nom de *fer en barres*. C'est ainsi que le fer ductile est répandu dans le commerce.

Telle est la méthode la plus usuelle en Suède pour préparer le fer en barres. On a essayé avec succès, en Angleterre, un autre procédé d'affinage (le *pudlingprocess*). Le fer cru est d'abord refondu pour le débarrasser d'une partie du charbon; on le fond ensuite de nouveau à la flamme d'un fourneau à réverbère, jusqu'à ce que, par l'oxidation du charbon restant et des autres principes constituans étrangers, le fer se trouve affiné. Ce procédé est indispensable en Angleterre pour produire du fer en barres pas-

sable, parce qu'on y est dépourvu de charbon de bois, ce qui nécessite l'emploi de la houille, dont les principes étrangers, particulièrement le soufre, gâteraient le fer, si pendant l'affinage ce métal se trouvait en contact avec ces charbons.

Le fer affiné est ensuite passé entre deux cylindres cannelés, qui en extraient les scories. On le forge alors, on plie les barres en deux et on soude ces deux parties ensemble. Ce procédé, répété à diverses reprises, procure un fer homogène. Ce fer est très-mou, mais il n'est pas entièrement débarrassé de corps étrangers. Cette méthode de préparer le fer en barres a été appelée en Angleterre *Cort's pudlingprocess*, du nom de son inventeur. On l'a également essayée en Suède, mais elle paraît occasioner une plus forte oxidation du fer cru que notre procédé habituel, c'est-à-dire qu'elle produit une moindre quantité de fer ductile.

On entrevoit aisément que le fer obtenu par l'une ou l'autre méthode, n'est que dans un état plus ou moins rapproché de l'état de pureté. Le fer en barres le mieux préparé contient encore à peu près un demi

pour cent de carbone et environ un demi-millième de silicium. Cette proportion de carbone ne doit cependant pas être regardée comme un vice; le fer en acquiert, sans devenir cassant, une certaine force, qui disparaît avec le carbone : on n'a plus alors qu'un métal trop flexible, trop exposé à l'usure, et qui ne peut être employé à divers usages avec autant de fruit que du fer contenant un peu de carbone.

Le fer en barres provenant de minérais manganésifères, contient toujours en outre une portion de manganèse, qui cependant n'est nullement préjudiciable à la bonté du fer. Lorsque les minérais de fer contiennent du soufre, du phosphore, de l'arsenic ou du cuivre, le fer contracte des vices dont on ne peut le débarrasser complétement, quelque soin que l'on apporte à sa fabrication; cela tient à ce que ces principes ne sont pas entièrement détruits par le feu, et que l'affinité de la masse de fer, qui est plus considérable, les préserve de l'influence de l'air.

fondu chez M. *Broling* était de 7,8439; laminé en une lame très-mince, sa pesanteur n'était plus que 7,6, et 7,75 après qu'on l'eut étiré en un fil carré ayant un seizième de pouce d'épaisseur. Il semblerait que ces anomalies proviennent d'une action répulsive entre la surface du fer et l'eau, puisque la pesanteur spécifique a diminué, à mesure que la surface du fer augmentait. On avait cependant purifié cette surface, au moyen de potasse caustique, de tous principes étrangers qui auraient pu contrarier l'adhésion entre l'eau et le métal.

Propriété du fer en barres ordinaire.

Le bon fer forgé a ordinairement une couleur gris-clair, une cassure nerveuse et à pointes déliées, et une pesanteur spécifique moyenne de 7,7. Il est doué d'une ténacité considérable, mais qui varie beaucoup, suivant le degré de pureté des différentes sortes de fer.

Un fil de fer d'un tiers de ligne de diamètre exige pour se rompre, d'après *Sickingen*, un poids de 60 livres.

Le fer s'amollit encore avant d'entrer

en fusion, et dans cet état il peut être *soudé*. Cette opération se pratique de la manière suivante. On saupoudre de sable fin les deux extrémités rouges de feu qu'on veut souder ensemble; ce sable forme, avec l'oxidule de fer qui se trouve à la surface, un verre qui se fond et recouvre le fer métallique; ce verre est ensuite exprimé, lorsqu'après avoir rapproché les deux bouts on les martelle; alors les surfaces métalliques entrent en contact et s'attachent l'une à l'autre.

Le fer a plus que les autres corps la propriété d'être attiré par l'aimant. Les autres métaux, à l'exception de quelques-uns parmi lesquels on remarque le nickel et le cobalt, sont si peu sensibles à l'action magnétique, qu'on peut la regarder comme nulle à leur égard, comparativement à celle qui a lieu sur le fer. Plusieurs des combinaisons du fer avec l'oxigène, le carbone, le soufre ou le phosphore, ont la propriété d'acquérir et de conserver une décomposition du magnétisme, telle qu'ils agissent à la manière de l'aimant. Il ne faut pas cependant que le fer se trouve combiné avec la

plus forte proportion de ces principes qu'il est susceptible de retenir, parce que, dans ce cas, ces combinaisons cessent même d'être attirées par d'autres aimans. Les aimans naturels sont des minérais de fer qui contiennent de l'oxidule de fer.

Dans une atmosphère humide le fer s'oxide facilement, mais il peut être préservé de cet inconvénient en le frottant avec un morceau d'étoffe de laine imprégnée d'huile de lin ou d'huile de chanvre, jusqu'à ce que la surface du fer paraisse sèche.

La surface du fer rougi au feu devient oxidulée, et lorsqu'elle passe au rouge blanc, le fer brûle en projetant de côté et d'autre des étincelles brillantes. Ce phénomène a lieu avec beaucoup plus d'éclat dans le gaz oxigène, et le calorique qui se développe alors pendant la combustion du fer, fond l'oxide nouvellement formé. On peut enflammer des fils de fer minces, même dans l'air atmosphérique; par exemple, une corde de piano, n.° 10, si on la chauffe jusqu'au rouge blanc à la flamme d'une chandelle, et qu'on l'en retire alors subitement, on la voit s'enflammer et brûler quelques instans

de la même manière qu'un fil de fer plus gros dans le gaz oxigène.

Action des acides sur le fer.

Le fer se dissout facilement dans les acides; il se dégage du gaz hydrogène provenant de la décomposition de l'eau. Ce gaz n'est point à l'état de pureté; il entraîne avec lui le carbone contenu dans le fer, ce qui lui donne une odeur particulière qui ne ressemble point à celle du gaz hydrogène obtenu par le moyen du zinc ou de l'étain. Mais l'hydrogène provenant d'un fer chimiquement pur, ne peut se distinguer, du moins à l'odeur, de celui qu'on obtient par la dissolution du zinc, de l'étain, ou des bases des alcalis dans les acides.

On a beaucoup discuté sur les degrés d'oxidation dont le fer est susceptible, et sur les proportions relatives de l'oxigène et du métal.

On croyait à l'existence de trois oxides de fer, un blanc, un noir et un rouge; mais l'expérience a prouvé que nous n'en connaissons que deux, un oxide noir et un oxide rouge, qui tous deux sont des bases salifiables.

a) *Oxidule de fer.*

L'oxidule de fer est un des corps qu'il est le plus difficile d'obtenir à l'état de pureté et sous une forme isolée. On ne peut se le procurer par la précipitation des sels de fer oxidulé, parce qu'il s'oxide si promptement aux dépens de l'air pendant le lavage et la dessiccation, qu'il se transforme pour la plus grande partie en oxide. D'après les essais de *Buchholz*, la meilleure manière de le préparer est d'oxider du fer rougi au feu au moyen de vapeurs aqueuses.

Propriétés de l'oxidule de fer.

L'oxidule de fer est noir, a souvent un éclat métallique, est cassant, et se laisse fondre, par une très-haute température, en une masse noire, brillante, mais qui n'a aucun rapport avec le verre.

Ainsi que l'alumine, la zircone et autres, il se dissout très-difficilement dans les acides, après avoir été rougi au feu; mais les sels qu'il forme sont absolument semblables à ceux qu'on obtient lorsque le fer est dissous dans les acides avec dégagement de gaz hy-

drogène. L'oxidule de fer est attirable à l'aimant, et peut devenir lui-même un aimant. On ne le rencontre point à l'état de pureté dans la nature, mais il est toujours combiné avec d'autres corps; dans les fers magnétiques avec de l'oxide de fer, et dans le sable ferrugineux magnétique avec de l'acide titanique. L'oxidule peut être combiné avec l'eau et former un hydrate qu'on obtient sous l'aspect d'un précipité blanc, en précipitant un sel d'oxidule par de l'alcali caustique. Ce précipité par la plus légère influence de l'air devient gris, puis vert, ensuite bleu noirâtre, et enfin jaune. En le chauffant dans un vase à l'abri du contact de l'air, l'eau se sépare par l'ébullition de l'oxidule, et le précipité devient noir. C'est ce qui a lieu également pour divers autres hydrates, par exemple, l'oxidule d'étain et l'oxide de cuivre. L'oxidule de fer peut être réduit aisément, tant à l'aide du chalumeau, qu'en dirigeant sur lui un courant de gaz hydrogène dans un tube de verre. Ce dernier procédé procure le fer le plus pur, mais on l'obtient toujours alors à l'état pulvérulent. Il semblerait peut-être contradictoire que d'un côté l'oxidule de fer fût

formé en exposant du fer rougi à la vapeur d'eau, et que de l'autre il fût réduit par le gaz hydrogène, puisque ces deux effets ont lieu à la même température ; mais cela dépend de la loi découverte par Berthollet, d'après laquelle l'efficacité d'une affinité est due à la fois au degré de cette affinité même et à la quantité du corps influent ; ainsi le fer est oxidé par un courant de vapeurs d'eau, et il est réduit par un courant de gaz hydrogène, parce que les produits de l'oxidation ou de la réduction sont toujours enlevés et ne contrarient point l'affinité qu'exerce la masse qui succède. Il en serait tout autrement dans un vase fermé, dans lequel le gaz n'est point remplacé par du nouveau gaz. Dans ce cas, l'oxidation ou la réduction serait toujours partielle, et s'arrêterait, lorsque d'une part le gaz hydrogène et la vapeur d'eau, et de l'autre le fer métallique et le fer oxidé se trouveraient en tel rapport que leurs poids se contrebalanceraient. L'oxidule de fer est composé de 77,23 parties métalliques et 22,77 parties d'oxigène, ou bien 100 parties de métal s'y combinent à 29,47 parties d'oxigène.

b) *Oxide de fer.*

L'oxide de fer se trouve très-abondamment dans la nature; il est souvent cristallisé: il a alors une couleur grise et un éclat métallique, mais il devient rouge quand on le pulvérise. On le prépare artificiellement en faisant rougir au feu de la rouille de fer, ou en calcinant dans un creuset des sulfates ou des nitrates de fer, jusqu'à ce que par la volatilisation il n'y ait plus aucunes traces d'acides.

Propriétés de l'oxide de fer.

L'oxide obtenu ainsi est une poudre rouge qui n'est nullement attirée par l'aimant, et dont la couleur varie en raison de son état d'agrégation inégale. Par la calcination du sous-sulfate de fer oxidé on l'obtient d'une très-belle couleur rouge. Il est plus foncé lorsqu'il provient du sulfate de fer oxidé, et d'un brun noir quand on l'extrait du nitrate de fer.

J'ai vu de l'oxide de fer obtenu par des procédés en grand, et qui était presque noir, sans contenir néanmoins aucune trace d'oxi-

dule de fer. Tous ces jeux de couleurs se rencontrent dans un assemblage de molécules parfaitement semblable; l'oxide de plomb, le cinabre et d'autres corps en fournissent des exemples. Dans une très-haute température l'oxide de fer est décomposé et abandonne son oxigène; c'est pourquoi le fer qu'on brûle dans le gaz oxigène ne produit point d'oxide rouge. L'oxide calciné ne se dissout que lentement dans les acides, quand ils ne sont pas concentrés; mais il s'y dissout bien plus aisément que l'oxidule. Néanmoins l'oxide a une moindre affinité pour les acides, et il en est précipité par l'oxidule, quand celui-ci est mélangé à l'état liquide avec des sels d'oxide.

Si l'on essaie de précipiter l'oxide d'un sel d'oxide de fer au moyen d'un alcali ou d'une terre, on ne l'obtient jamais pur : quand la quantité de l'alcali est trop faible, il se précipite un sel d'oxide de fer avec excès de base; si, au contraire, la proportion d'alcali surpasse celle qui est nécessaire pour la saturation de l'acide, l'oxide précipité se combine avec une partie de cet excès d'alcali. Lorsqu'on se sert pour cette opéra-

fer avec un quart de son poids d'oxidulé noir de fer; on place ce mélange dans un creuset de Hesse et on le recouvre avec du verre vert pulvérisé, ou plutôt avec un verre préparé avec des matières dépouillées de tous métaux; on lute le creuset et on le pose dans une forge alimentée par du coke, et dont on fait agir le soufflet pendant une heure. On a cru pendant long-temps que le fer pur était infusible; mais, indépendamment des essais entrepris par MM. *Kouzie* et *Tiemann*, j'ai vu moi-même des régules bien fondus, pesant d'un quart à une demi-livre, et que M. *Broling* avait obtenus dans son laboratoire.

Caractères du fer pur.

Le fer a dans cet état une couleur blanche, presque semblable à celle de l'argent; il est extrêmement tenace et plus tendre que le fer en barres ordinaire, ce qui le rendrait par conséquent moins propre que celui-ci à certains usages.

Sa cassure est écailleuse, stratiforme, et parfois comme cristallisée.

La pesanteur spécifique du fer forgé,

en fusion, et dans cet état il peut être *soudé*. Cette opération se pratique de la manière suivante. On saupoudre de sable fin les deux extrémités rouges de feu qu'on veut souder ensemble; ce sable forme, avec l'oxidule de fer qui se trouve à la surface, un verre qui se fond et recouvre le fer métallique; ce verre est ensuite exprimé, lorsqu'après avoir rapproché les deux bouts on les martelle; alors les surfaces métalliques entrent en contact et s'attachent l'une à l'autre.

Le fer a plus que les autres corps la propriété d'être attiré par l'aimant. Les autres métaux, à l'exception de quelques-uns parmi lesquels on remarque le nickel et le cobalt, sont si peu sensibles à l'action magnétique, qu'on peut la regarder comme nulle à leur égard, comparativement à celle qui a lieu sur le fer. Plusieurs des combinaisons du fer avec l'oxigène, le carbone, le soufre ou le phosphore, ont la propriété d'acquérir et de conserver une décomposition du magnétisme, telle qu'ils agissent à la manière de l'aimant. Il ne faut pas cependant que le fer se trouve combiné avec la

a une couleur rouge de sang, mais qui, après le refroidissement, devient jaunâtre, vert ou vert de bouteille foncé, suivant la proportion plus ou moins grande de l'oxide. La couleur du verre vert provient de ce que les matériaux dont il est fabriqué contiennent du fer. Par la fusion l'oxide se transforme en oxidule, ce qui donne naissance à la couleur verte. Quand la fusion se fait avec précaution, on peut combiner sans décomposition l'oxide de fer avec les flux de verre; alors le verre ne devient que jaunâtre après le refroidissement. C'est par cette raison que dans les verreries on augmente la transparence du verre par une addition d'oxide de manganèse qui oxide l'oxidule de fer en se transformant lui-même en oxidule; et dans cet état ces deux oxides colorent le verre au moindre degré.

C'est à la présence de l'oxide de fer dans nos terres argileuses que les briques et les tuiles doivent leur couleur rouge, et plus une argile contient d'oxide de fer, plus elle est vitrifiable; c'est pourquoi les briques ont d'autant plus de qualités qu'elles sont moins rouges après avoir été cuites.

L'oxide de fer est composé de 69,34 parties de fer et 30,66 parties d'oxigène, ou bien 100 parties de fer s'y combinent à 44¼ parties d'oxigène. Le fer prend donc dans l'oxide une fois et demie autant d'oxigène que dans l'oxidule.

Oxydum ferroso-ferricum.

Quelques chimistes admettent un troisième oxide de fer entre l'oxide et l'oxidule; c'est celui qui forme nos minérais de fer ordinaires et que l'on trouve souvent cristallisé en octaèdres réguliers: on l'a rencontré, particulièrement à Fahlun, en cristaux d'une régularité et d'une grosseur remarquables. En faisant digérer cet oxide dans une fiole bouchée avec moins d'acide muriatique qu'il n'en faut pour sa dissolution, il y a de l'oxidule d'absorbé, et il reste de l'oxide d'une couleur rouge, qui est insoluble. On a donc sujet de considérer cet oxide prétendu comme une combinaison d'oxidule et d'oxide. Il contient 28,215 pour cent d'oxigène, ou bien, 100 parties de métal s'y trouvent combinées avec 39,29 parties d'oxigène, ce qui n'a aucun rapport vraisemblable avec les

proportions d'oxigène contenues dans l'oxidule et dans l'oxide, si l'on considère cet oxide intermédiaire comme un degré particulier d'oxidation ; mais en le regardant comme une combinaison de l'oxide avec l'oxidule, ces nombres coïncident précisément avec cette circonstance, que l'oxide contient trois fois autant d'oxigène que l'oxidule. Il consiste, d'après cela, en 69 parties d'oxide de fer et 31 parties d'oxidule de fer. Nous donnons à cette combinaison le nom d'*oxydum ferroso-ferricum*, ou oxide-oxidule de fer. La combustion du fer dans l'oxigène ou dans l'air donne lieu à sa formation et à celle de ce corps que nous nommons battitures de fer. Cette combinaison d'oxides se forme souvent aussi de préférence par la voie humide ; alors les deux oxides se saturent et obtiennent par là ce degré d'oxidation. Plusieurs sels d'oxidule, surtout l'arseniate et le phosphate de fer oxidulé, s'oxident avec une grande facilité, jusqu'à ce que la base devienne *oxydum ferroso-ferricum ;* le premier prend alors une couleur verte, et le dernier une couleur bleue. Si l'on verse dessus, dans cet état, de la potasse caustique, on obtient

un oxide noir qui est de l'oxide oxidule de fer. On fait usage de cette combinaison dans les pharmacies et on la prépare de la manière suivante. On mêle de la limaille de fer avec autant d'eau qu'il en faut pour bien l'en pénétrer; on laisse cette masse dans un vase ouvert, où elle ne tarde point à s'échauffer; mais cette chaleur, d'après les essais de *Guibourt*, ne s'élève point au-delà de + 49 degrés. Il se dégage du fer qui s'oxide et se transforme en oxidule, une petite quantité de gaz hydrogène, et le reste s'oxide aux dépens de l'air. Cette préparation se nomme dans les pharmacies *Æthiops martialis;* elle contient souvent, outre l'oxide oxidule de fer, une quantité remarquable d'hydrate d'oxide.

Fer et soufre.

L'affinité du fer pour le *soufre* est très-forte. Si l'on donne à une barre de fer une chaude suante, qu'on la retire du feu lorsqu'elle commence à jeter des étincelles, et qu'on la saupoudre de soufre, le fer se dissout, et du sulfure de fer liquide en

décomposée par grosses gouttes. On connaît cinq combinaisons différentes du fer avec le soufre.

1) La première s'obtient, d'après les essais de *Arfwedson*, en dirigeant un courant de gaz hydrogène sur du sous-sulfate de fer oxidulé. Il se volatilise de l'eau et de l'acide sulfureux, et il reste une poudre d'un gris noir, qui, étant frottée avec un corps dur, donne une trace métallique grise. Cette poudre est composée de 93,1 de fer et 6,9 de soufre; ou bien 100 parties de fer s'y combinent à 7,412 parties de soufre. Ce sulfure se dissout facilement dans les acides aux dépens de l'eau, puisqu'il se développe un mélange de 7 parties de gaz hydrogène et de 1 partie de gaz hydrogène sulfuré.

2) La deuxième est due également aux découvertes d'*Arfwedson*: elle s'obtient en traitant, comme il vient d'être dit, le sulfate de fer oxidulé dépouillé d'eau. Il se forme de l'acide sulfureux et de l'eau, et le sulfure de fer reste sous la forme d'une poudre dont l'aspect est absolument semblable à celui de la précédente. Elle est composée de 77,13 de fer et 22,87 de soufre, ou bien 100 parties de

fer s'y combinent à 29,648 parties de soufre. Elle se dissout dans les acides avec dégagement de 3 parties de gaz hydrogène et de 1 partie de gaz hydrogène sulfuré. Si l'on fait rougir ces deux espèces de sulfure de fer et qu'on dirige sur eux un courant de gaz hydrogène sulfuré, ils en absorbent le soufre et se transforment en un sulfure de fer du même degré que celui qui est contenu dans le fer magnétique naturel.

3) La troisième s'obtient le mieux par la voie sèche, en chauffant avec du soufre, dans un vase clos, de minces lames de fer découpées en petits morceaux. Quand la température commence à passer au rouge blanc, le fer brûle dans l'acide sulfureux et se recouvre d'une croûte de sulfure de fer. On continue à chauffer la masse jusqu'à parfaite distillation de tout le soufre excédant. En retirant cette masse du vase après le refroidissement, et ployant les morceaux de fer, il en tombe un sulfure de fer ayant l'éclat métallique, une cassure jaunâtre, et pouvant être réduit en une poudre de la même couleur, qui est attirable à l'aimant. Cette poudre est composée de telle manière qu'étant dis-

soute dans les acides, il ne reste aucune partie de soufre non dissoute, et que le gaz hydrogène sulfuré qui s'en dégage est soluble, sans aucun résidu, dans la potasse caustique. Le fer et le soufre s'y trouvent donc dans le même rapport que dans le sulfate de fer oxidulé. Lorsque dans la préparation du sulfure de fer la chaleur est suffisante pour fondre le sulfure de fer nouvellement formé, le fer est alors dissous, à moins qu'il ne s'en trouve en excédant, et l'on obtient, mélangée au sulfure ordinaire, une combinaison de fer et de soufre à un degré inférieur, qui, lorsqu'on la dissout dans les acides, dégage beaucoup de gaz hydrogène non absorbable par les alcalis caustiques; mais si le soufre est en excès, il se forme une combinaison qui, lorsqu'on la dissout dans les acides, dépose du soufre. J'y reviendrai. Il résulte de là que le sulfure de fer ne peut être obtenu par la méthode déjà mentionnée dans un état complet de saturation, que sous les deux conditions suivantes :

1.° Que la température ne sera point assez élevée pour fondre le fer;

2.° Que le fer absorbera tout l'excédant

de soufre qui pourrait s'être déposé sur la croûte de sulfure de fer qui enveloppe ce métal.

On peut aussi obtenir cette combinaison par la voie humide, en précipitant une dissolution d'un sel d'oxidule de fer par un hydrosulfate d'alcali : le précipité est noir. Placé sur un filtre et soumis au lavage, ce précipité commence à se dissoudre dès que l'excédant du corps précipitant est presque filtré, et le liquide qui passe à travers le filtre devient vert, quoiqu'il ne contienne en dissolution qu'une très-petite quantité de ce précipité. En décomposant ce liquide au moyen de l'hydrosulfate d'ammoniaque, le précipité ne se dissout point, et si quelque peu s'en était dissous, il se déposerait bientôt en chauffant le liquide. Si l'on expose à l'air le précipité noir encore humide, il prend, après quelques heures, une couleur gris-blanc, parce que le fer s'oxide et que la couleur du soufre devient visible.

Cette combinaison se rencontre très-rarement dans la nature, et alors sa présence dans les mines est dangereuse, parce qu'en raison de l'influence de l'air et de l'humidité

elle commence à se transformer en sulfate d'oxidule de fer, ce qui occasionne une élévation de température qui va souvent jusqu'à l'incandescence. Par exemple, dans les mines de houille d'Angleterre il est parfois arrivé qu'après de fortes pluies, de grands approvisionnemens de charbons de terre se sont enflammés et consumés. C'est pourquoi l'on a soin maintenant de séparer cette combinaison des charbons. Des écrivains du quinzième siècle font mention du feu qui prit dans les mines de houille près de Dusart en Écosse, comme d'un événement déjà ancien, et cet incendie a continué jusqu'à nos jours. A Kilkerran, dans le Ayrshire, le feu prit, il y a plus de soixante-dix ans, dans une carrière considérable de houille, dont l'incendie dure encore. A Johnstown, près de Paisley, une couche de charbon de terre d'une puissance de soixante-dix pieds s'enflamma et brûla avec une extrême violence; on y voyait une étendue de cent toises complétement au rouge-blanc, et la flamme s'élevait à cent pieds au-dessus de l'ouverture de la mine; mais on parvint à éteindre le feu en remplissant la mine d'eau.

Il est moins rare de rencontrer cette combinaison mélangée mécaniquement avec les sulfures de fer les plus abondans en soufre, par exemple, dans les rognons de pyrites de fer : celles-ci ont la propriété de se gonfler avec le temps et de tomber en efflorescence sous forme d'un sel farineux, composé de sulfate de fer oxidulé, mélangé mécaniquement avec une poudre plus ou moins fine de sulfure de fer.

On a parfois trouvé cette combinaison cristallisée dans de l'eau vitriolée, par l'action réduisante due à la décomposition de plantes ou de principes animaux; mais il faut pour cela plus de temps, et la combinaison contient assez souvent des proportions considérables de sulfure de fer d'une échelle plus élevée.

Ce sulfure est composé de 62,77 parties de fer et 37,23 parties de soufre, ou bien 100 parties de fer s'y combinent à 59,31 parties d'oxigène.

4) La quatrième ne peut être obtenue que par la voie humide, en versant, goutte à goutte, une dissolution neutre de sulfate ou de muriate d'oxide de fer dans une dissolu-

Dans les cinq combinaisons du fer avec le soufre que nous venons d'examiner, les multiples de soufre sont donc comme les nombres 1, 4, 8, 12 et 16.

Pyrite magnétique.

Le règne minéral présente aussi, quoique rarement, une autre sorte de sulfure de fer. Il a une couleur plus foncée, une texture cristalline indéterminée; il est attirable à l'aimant, et on le nomme par ce motif *pyrite magnétique*. On crut pendant long-temps sa composition semblable à celle du troisième degré de sulfuration du fer, jusqu'à ce que *Stromeyer* eut démontré qu'en le dissolvant dans les acides, il restait du soufre non dissous, et que 100 parties de fer s'y trouvent combinées avec 68 parties de soufre. *Stromeyer* trouva de plus qu'en distillant dans une cornue du sulfure de fer ordinaire jusqu'à ce que la chaleur rouge intense en ait chassé tout l'excès de soufre, on retrouve toujours cette combinaison de 100 parties de fer avec 68 parties de soufre. La même chose a lieu en faisant fondre du fer avec un excès de soufre, à une température ca-

pable de chasser cet excédant. En comparant ces nombres à ceux mentionnés précédemment, on trouve qu'ils ne sont point, avec ces derniers, dans les rapports simples ordinaires. Mais, en faisant entrer dans le calcul l'hypothèse que ce sulfure pourrait bien être dû à la combinaison de deux degrés de sulfuration du fer, on tombe sur un sulfure dans lequel le plus haut degré de sulfuration du fer s'est combiné avec une partie du troisième degré de sulfuration, qui contient trois fois plus de soufre que le premier. C'est donc la combinaison qui se forme presque toujours lorsqu'on prépare du sulfure de fer artificiel.

Sulfure de fer servant à la préparation du gaz hydrogène sulfuré.

On peut obtenir ce sulfure de trois manières, et la chimie l'emploie très-fréquemment à la préparation du gaz hydrogène sulfuré.

a) On mélange intimement un peu d'oxide de fer, par exemple des battitures réduites en poudre fine, avec du soufre, et on chauffe ce mélange dans un vase hermétiquement

bouché ; il se dégage du gaz acide sulfurique, et le sulfure de fer reste.

b) On chauffe une barre de fer devant le soufflet d'une forge, jusqu'à ce qu'elle éprouve une chaude suante et qu'il s'en détache des étincelles ; on la retire alors du feu et on la frotte avec du soufre, en la tenant au-dessus d'une écuelle remplie d'eau : le sulfure de fer fondu coule dans cette écuelle, où il se refroidit, après quoi on le sépare du soufre fondu qui y a coulé en même temps que lui.

c) On chauffe une barre de fer jusqu'au rouge blanc, et l'on introduit l'extrémité chauffée dans un creuset contenant du soufre. Le fer brûle alors dans les vapeurs sulfureuses, dont le creuset se remplit, et le sulfure de fer coule au fond. Dès que la formation de ce sulfure cesse, on chauffe de nouveau la barre de fer et on remet du soufre dans le creuset. On peut continuer ainsi cette opération jusqu'à ce que le creuset se trouve rempli de sulfure de fer. Cette méthode, qui a été pratiquée en premier lieu par *Gahn*, procure du sulfure de fer avec le plus de facilité et le moins de frais.

Il est probable que le troisième et le cinquième degré de sulfuration du fer peuvent se combiner encore dans d'autres proportions que celles qui ont été mentionnées plus haut. *Stromeyer* a examiné un sulfure de fer naturel qui contenait 44 pour cent de soufre; ce sulfure s'accorde avec cette proportion, que ces deux degrés de sulfuration contiennent une égale quantité de soufre.

Il est à présumer que le fer précipité de ses dissolutions au moyen du sulfure de potassium, peut être combiné, par la voie humide, à de plus fortes quantités de soufre que dans le fer sulfuré; mais ces combinaisons n'ont pas encore été tentées.

Dissolution du fer dans le sulfure de fer.

Il est difficile de prononcer sur la question de savoir si la dissolution du sulfure de fer dans le fer liquide est soumise à des limites déterminées ou non; il paraîtrait qu'on peut les fondre ensemble en toutes proportions, de même qu'un métal avec un autre métal. De très-faibles quantités de soufre, mises en contact à une haute tempé-

rature avec le fer le plus ductile, détruisent à la chaleur rouge cette ductilité, et rendent le fer cassant à chaud. La proportion de soufre nécessaire pour produire ce défaut dans le fer, est tellement petite qu'elle ne peut souvent être rendue sensible que par une analyse chimique très-exacte.[1]

Le fer et le soufre exercent déjà une action l'un sur l'autre à la température ordinaire de l'atmosphère, lorsqu'ils sont mis en même temps en contact avec l'eau; on forme ainsi, dans des vases clos, un mélange de sulfure de fer et de sulfate d'oxidule de fer. A l'air libre, ces deux corps absorbent de l'oxigène et se transforment en un sulfate. Un gros de soufre et deux gros de limaille de fer, dont on forme avec de l'eau une pâte épaisse, et qu'on place sur une soucoupe, sous une cloche de verre contenant un

---

1 En plongeant dans l'eau du fer cassant à chaud, qu'on a d'abord fait rougir au feu, les vapeurs qui se dégagent conservent encore l'odeur du gaz hydrogène sulfuré. Lorsqu'on verse de l'eau sur les scories d'un fer cru contenant du soufre, elles répandent aussi une forte odeur de gaz hydrogène sulfuré, qui fait reconnaître ce défaut aux ouvriers.

quart et demi d'air, s'emparent de tout l'oxigène et laissent l'azote. C'est de cette manière que *Scheele* commença ses intéressantes recherches sur la composition de l'air atmosphérique. Si l'on forme avec de la limaille de fer, moitié autant de soufre et de l'eau, une pâte épaisse du poids de plusieurs livres, cette masse commence, après quelques heures, à s'échauffer, et finit par s'enflammer.

Si l'on se sert dans cette circonstance d'une masse plus considérable, de cinquante à cent livres, par exemple, qu'on l'enfouisse dans la terre et qu'on dame ensuite le terrain par-dessus, au bout de quelque temps la terre est projetée en l'air, et la masse de fer et de soufre est rouge de feu. On a cherché de cette manière à imiter les volcans. Cette action réciproque du fer et du soufre provient de l'affinité qu'ils ont tous deux pour l'oxigène de l'eau, et de l'affinité de l'acide qui en résulte pour l'oxidule de fer, qui se forme en même temps. On s'attacha pendant longtemps à cet essai, parce qu'on espérait en tirer quelque lumière sur la cause des irruptions volcaniques; mais les produits qui ré-

sultent de l'action de ces feux souterrains, démontrent suffisamment qu'ils ont une autre origine.[1]

Le sulfure de fer que présente ordinairement le règne minéral, n'est point soumis à ce changement. Il contient tant de soufre, qu'en supposant que celui-ci, par son oxidation, pût se transformer en acide sulfurique, il y en aurait deux fois plus qu'il n'en faudrait pour saturer le fer transformé en oxidule; et même, si ce sulfure pouvait, par la décomposition de l'eau, être dissous dans des acides, il fournirait deux fois plus de soufre que le gaz hydrogène n'en pourrait absorber.

---

1 Je n'ose passer ici sous silence cette hypothèse hardie de Davy, que peut-être les parties intérieures du globe sont composées d'alliages formés par les bases des terres avec du soufre, du fer et d'autres métaux; que ces alliages, lorsqu'ils se trouvent en contact avec de l'eau, s'oxident à ses dépens, occasionnent les tremblemens de terre et les volcans, et par leur fusion, au moyen de la chaleur produite par leur oxidation, donnent naissance à la lave et autres produits volcaniques.

Les pyrites sulfureuses ne sont décomposées ni par l'air ni par l'eau.

Cette circonstance fait que le sulfure de fer au maximum n'est attaquable ni par l'air, ni par l'eau, ni par les acides, excepté cependant l'acide nitrique et l'acide muriatique oxigéné. Il paraît que le soufre, qui dans cette circonstance devrait être séparé de sa combinaison et rendu libre, s'oppose à la décomposition.

Avant de quitter les combinaisons du soufre avec le fer, je dirai quelques mots d'une autre combinaison, dont les élémens ne sont pas encore connus exactement. En fondant ensemble dans une cornue de verre de l'oxide rouge de fer et du soufre (opération pour laquelle la chaleur ne doit pas être poussée jusqu'à l'incandescence), il se dégage du gaz acide sulfureux, et il reste dans la cornue une poudre couleur de châtaigne foncée. Cette poudre est fortement attirée par l'aimant, s'enflamme à une chaleur très-modérée, et brûle comme de l'amadou. Les acides ne la dissolvent que lente-

ment, en la transformant en un sel d'oxidule, sans qu'il y ait dégagement de gaz hydrogène sulfuré. Cette combinaison se forme également en faisant volatiliser le soufre dans des vases mal fermés. La masse, après avoir été rougie, s'oxidule pendant le refroidissement, et ne conserve qu'une faible disposition à être dissoute dans les acides, avec développement de gaz hydrogène sulfuré.

Fer et phosphore.

Le fer se combine facilement au *phosphore*, en fondant ensemble de la limaille de fer, de la poussière de charbon et de l'acide phosphorique. Cette combinaison a l'éclat métallique; sa couleur est d'un blanc gris : elle est cassante et assez fusible. On l'obtient en proportions déterminées, en mélangeant dans un creuset du phosphate d'oxidule de fer, avec un quart de son poids de poussière de charbon, et le réduisant à l'aide d'un soufflet.[1]

---

1 Il faut, en faisant cet essai, ajouter un excès de phosphate; car, si le charbon est prédominant, il chasse une partie du phosphore, et on n'obtient qu'un mélange de fer cru et de phosphure de fer. En traitant ce mé-

Propriétés du phosphure de fer.

On obtient ainsi un régule qui a la couleur et l'éclat du fer; il est cassant et très-friable : sa cassure est grenue et a une couleur un peu plus foncée que celle de l'acier. Il n'est point magnétique, et sa poussière la plus fine n'est point attirable à l'aimant.

Ce phosphure de fer n'est soluble ni dans l'acide sulfurique, ni dans l'acide muriatique, et il ne se dissout qu'avec difficulté dans l'acide nitrique concentré et dans l'eau régale. Il se fond aisément au chalumeau, et conserve même très-long-temps, dans la partie oxidante de la flamme, le phosphore qu'il contient. Le fer y est combiné à moitié autant de phosphore qu'il en faut pour former avec l'oxidule de fer un phosphate neutre. Pendant sa formation la chaleur dissipe donc précisément la moitié du phosphore contenu dans le sel. Il serait intéressant d'examiner si l'on pourrait obtenir un plus haut degré

---

lange par l'acide muriatique, le fer cru s'y dissout et le phosphure de fer se sépare sous la forme d'une poudre métallique.

de combinaison du fer avec le phosphore, en faisant rougir peu à peu un phosphate neutre d'oxidule de fer dans un courant de gaz hydrogène.

Si l'on fait dissoudre une petite quantité de phosphure de fer dans une plus grande masse de fer métallique, la ténacité de ce dernier se trouve diminuée à froid, et il en résulte que ce fer se brise facilement à la température ordinaire de l'atmosphère, bien qu'à la chaleur rouge il soit aussi ductile que le fer de bonne qualité. Tous les minérais de fer qui contiennent du phosphate de chaux, et surtout un phosphate de fer, donnent de la fonte contenant du phosphore, qui peut être utilisée néanmoins pour des objets en fer fondu, mais qui est impropre à la préparation de fer forgé.

En faisant dissoudre dans les acides un tel fer, cassant à froid, le phosphore s'oxide et passe à l'état d'acide phosphorique; et si l'on sature l'acide libre dans cette dissolution, soit avec de l'oxidule de fer, soit avec un alcali, il se précipite, après que la dissolution est restée exposée quelque temps à l'air, une poudre blanche, qui est du phos-

phate d'oxide de fer. *Bergmann*, auquel on doit cette découverte, ayant remarqué que cette poudre blanche pouvait être réduite avec du charbon en une masse métallique d'un gris d'acier, la considéra comme un métal particulier, qu'il nomma *siderum*. Mais *Klaproth* fit voir que ce métal contenait du fer et du phosphore, et *Scheele* démontra que cette poudre blanche était du phosphate d'oxide de fer.

Fer et Charbon. Graphite.

Le fer se combine avec le charbon en plusieurs proportions. Sursaturé de charbon, il forme un corps nommé *graphite* (*plumbago*). Ce corps se rencontre dans la nature; le graphite de Borrowdale, dans le Cumberland, se distingue tellement par sa pureté et par sa finesse, qu'on en fabrique les meilleurs crayons. Le graphite se forme aussi artificiellement, lorsqu'on cémente pendant long-temps de la fonte crue dans une haute température, avec un excès de poussière de charbon; ou bien il se dépose sur la surface de la fonte de fer noire pendant son refroidissement. *Scheele* trouva, le premier, la

composition du graphite; il avança dans son Traité que *J. G. Gahn*, après un essai d'oxidation fait dans un fourneau de coupelle, obtint comme résidu 10 pour cent d'oxide de fer, d'où résultait une perte de 90 pour cent en poids. De là vient cette assertion contenue dans plusieurs Cours de chimie, que, d'après *Scheele*, le graphite est composé de 90 parties de carbone et 10 parties de fer. Mais, en calculant sa composition d'après les essais de *Gahn*, on trouve qu'il ne contient que 7 parties de fer sur 93 parties de carbone. *De Saussure* a trouvé que le graphite le plus pur de Cumberland, en Angleterre, est composé de 96 parties de carbone et 4 parties de fer. *Schrader* a rencontré dans le graphite d'Allemagne d'autres métaux, par exemple, du titane. Il serait certainement curieux de rechercher si tous les minérais, présentant différentes sortes de graphite, ont la même composition que le graphite qui se dépose sous forme d'écailles, et pendant le refroidissement, sur la surface de la fonte crue, fortement chargée de charbon.

Le fer paraît susceptible de se combiner

en différentes proportions déterminées avec le carbone, quoique par une fusion directe on n'obtienne que du graphite ou de la fonte crue, qui semblent être les deux limites extrêmes de ces combinaisons déterminées. Il est vraisemblable qu'on obtient encore, entre ces limites, d'autres combinaisons du fer avec le carbone, en soumettant des sels de fer à la distillation sèche avec des acides végétaux; il ne reste plus alors, en définitive, qu'une combinaison de fer et de carbone. Ces combinaisons n'ont cependant pas été examinées jusqu'ici avec une attention spéciale, parce qu'on les a considérées comme un mélange mécanique de carbone et d'oxidule de fer.

Carbure de fer provenant des cyanures de fer.

Les seules qui jusqu'à ce jour aient été l'objet de quelques recherches, sont celles qu'on forme en décomposant par la distillation sèche, et à une température suffisamment élevée, les prussiates ferrugineux anhydres; c'est-à-dire, les doubles cyanures du fer avec d'autres métaux. Il se dégage alors du gaz azote, et le carbone reste en combi-

naison avec les métaux. Les doubles-cyanures des alcalis les plus fixes au feu, ne sont pas sensiblement altérés par la chaleur nécessaire à la fusion du verre; mais cette chaleur décompose les terres alcalines de telle sorte, que le cyanure de fer perd son azote, et qu'il se forme du carbure de fer. Quand on ajoute de l'eau, le cyanure du radical de la terre se dissout, et le carbure de fer reste insoluble, sous forme d'une poudre noire. La meilleure manière d'obtenir cette combinaison dans le plus grand état de pureté, consiste à distiller dans une cornue du cyanure d'ammonium et de fer. Il s'échappe d'abord, en même temps que l'eau, du prussiate d'ammoniaque ou cyanure d'ammonium; puis, du gaz azote. Si, vers la fin de l'opération, on fait rougir le carbure de fer restant, il prend feu en un instant, et paraît brûler comme dans le gaz oxigène; mais ce phénomène disparaît très-promptement. Dans le cas où une partie du cyanure de fer n'est pas décomposée, cette décomposition a lieu alors que la température s'élève rapidement, et il s'opère un violent dégagement de gaz azote.

Cette déflagration est absolument semblable à celle que manifeste l'oxide de fer, quand on chauffe son hydrate. Le carbure de fer obtenu est une poudre noire, sans consistance; elle s'enflamme à une très-faible température, et brûle comme de l'amadou, en laissant un poids égal d'oxide de fer. Sa composition est telle que, lorsque le fer se transforme en oxidule, et le charbon en acide carbonique, celui-ci absorbe quatre fois autant d'oxigène que le fer (*quadricarburetum*). En chauffant de la sorte, dans des vases distillatoires, du bleu de Prusse pur, on obtient de l'eau, un peu de prussiate, et beaucoup de carbonate d'ammoniaque; et il reste dans la cornue du carbure de fer, qui produit alors une déflagration pareille à celle dont avons parlé plus haut. Dans ce carbure de fer le charbon absorbe trois fois autant d'oxigène que le fer (*tricarburetum*): 100 parties de ce carbure de fer, laissent, après la combustion, qui s'opère aussi aisément que pour le précédent, 108,28 parties d'oxide rouge de fer. On ne connaît encore aucun procédé pour préparer un carbure de fer dans lequel le carbone et le fer se trou-

vent, l'un à l'égard de l'autre, dans les mêmes proportions que dans le carbonate d'oxidule de fer.

Nous avons des exemples de la combinaison du fer avec le carbone, à des degrés inférieurs, dans les différentes sortes de fonte crue et d'acier.

Différentes sortes de fer cru ou fonte.

On nomme fer cru ou fonte de fer, le fer qui résulte d'abord de la fusion des minérais de fer. On obtient autant de différentes sortes de fonte que les minérais peuvent donner lieu à l'addition de corps étrangers; mais on en distingue en général trois espèces principales.

a) Fonte noire.

La fonte noire a une couleur foncée, elle est un peu tendre et conserve l'impression du marteau; elle est cassante, et sa cassure, à gros grains, laisse apercevoir distinctement un mélange de grains de graphite; elle est plus fusible que les autres fontes, et lorsqu'elle est refroidie lentement, elle dépose à sa surface du graphite : elle contient la plus grande proportion de carbone. Cette

fonte est quelquefois un produit des hauts-fourneaux, lorsqu'on a été obligé d'employer, pour la fusion du minérai, une trop grande proportion de charbon.

b) Fonte grise.

La fonte grise possède une solidité et une ténacité remarquables; elle a une cassure grenue, et se laisse tourner et forer. On s'en sert pour couler divers objets, et principalement des bouches à feu : elle provient de minérais de bonne qualité, et quand le haut-fourneau marche convenablement. Lorsque, par suite d'une trop grande addition de charbon, eu égard aux minérais, cette fonte se rapproche de la nature de la fonte noire, on la nomme alors en allemand *gaares Roheisen.*

c) Fonte blanche.

La fonte blanche est de deux sortes : elle résulte de minérais de fer contenant du manganèse, avec une marche ordinaire du haut-fourneau; ou elle provient d'une disproportion dans la quantité de minérais, comparativement à celle du charbon, et dans ce cas on la nomme en allemand fonte de

rohem Gange. Elle est blanc-d'argent, et si dure qu'elle raye le verre ; elle est aigre, et le marteau n'y laisse aucune trace. Sa cassure présente une apparence cristalline, et l'on y remarque quelquefois de très-grandes surfaces cristallisées. Par un changement subit de température, elle casse comme du verre.

Presque toutes les fontes qui sont refroidies promptement, contractent plus ou moins les propriétés de la fonte blanche ; en général, un refroidissement plus ou moins prompt a une grande influence sur l'aspect de la fonte.

La raison en est que la fonte de fer, ou fer cru, ne consiste pas seulement en une seule et unique combinaison chimique, mais en une masse ou un composé de plusieurs combinaisons fondues ensemble ; elles se séparent par un réfroidissement lent, sont abandonnées alors à l'action de leur pesanteur spécifique et de leur force d'aggrégation, et se solidifient et cristallisent à diverses périodes du refroidissement. C'est ce qui fait que la cassure d'une fonte de fer refroidie lentement, a un aspect si irrégulier ; cet aspect n'est pas le même aux bords qu'au milieu,

et à l'extrémité supérieure qu'à l'inférieure. On a commencé depuis peu à confectionner divers objets en fonte de fer, comme, par exemple, des couteaux, des ciseaux, de petits clous, etc., qui d'ordinaire se font en fer forgé ou aciéré.

Moyen d'adoucir la fonte.

L'on a découvert à cet effet un moyen de diminuer la dureté de la fonte, et de lui enlever ainsi son aigreur vitreuse; c'est ce qu'on appelle adoucir la fonte : cette opération consiste à envelopper l'objet coulé dans une matière pulvérulente, à l'y maintenir pendant long-temps rouge de feu, et à abandonner ensuite le tout au refroidissement. L'on crut d'abord que la fonte de fer, calcinée avec du charbon, pouvait être transformée en fer ductile. *Réaumur* annonça ce fait, et *Lucas* opéra de la sorte, il enveloppa la fonte dans de l'hématite rouge pulvérisé et dans du carbonate de chaux; mais l'expérience a démontré que la nature chimique du fer n'est point modifiée par cette opération, et qu'on atteint le même but en chauffant la fonte dans du sable, ou dans de la poussière

de chaleur. Cette altération qu'éprouve la fonte dans ce cas, est de la même nature que l'adoucissement de l'acier ou le refroidissement lent du verre.

Nature de la fonte de fer.

C'est à *Bergmann* que l'on doit les premières indications scientifiques sur la composition de la fonte : il trouva que plus elle est noire, moins elle dégage d'hydrogène par sa dissolution dans les acides, et il en conclut que la fonte était un oxide de fer non complétement réduit, et qui en outre, en raison du graphite qui s'y trouve, et qui reste insoluble, contient encore du carbone. On a connu plus tard des essais de *Bergmann*, que la fonte de fer est une triple combinaison de fer, d'oxigène et de carbone, et quoique antérieurement des chimistes aient cherché à prouver qu'une telle composition était impossible à la température où le fer se forme, cette opinion a cependant été adoptée. On a regardé comme une confirmation de cette hypothèse, le bouillonnement de la fonte dans l'opération de l'affinage, en admettant que ce bouillonne-

ment était occasioné par l'oxidation du carbone contenu dans le fer, au moyen de l'oxigène contenu dans les scories qui se trouvent mélangées mécaniquement avec le fer. Si l'on n'obtient point par la dissolution de la fonte de fer dans les acides une aussi grande quantité d'hydrogène que par la dissolution d'un égal poids de fer forgé, cela provient en partie de ce que la fonte de fer contient du carbone, ce qui diminue d'autant la quantité de fer à dissoudre, et aussi de ce que le carbone de la fonte se combine avec de l'hydrogène; il en résulte d'une part une huile volatile, qui suit le gaz hydrogène et se condense dans l'eau du récipient; et de l'autre part, du gaz hydrogène carboné, dans lequel l'hydrogène est réduit à n'occuper que la moitié du volume qu'il devrait occuper à l'état de gaz hydrogène pur.

J'ai analysé avec soin une fonte de fer provenant de minérais contenant du manganèse, et je l'ai trouvée composée de 91,53 parties de fer, 4,57 parties de manganèse, et 3,9 parties de carbone. Il n'y eut donc aucun résidu qui pût être considéré comme de l'oxigène.

La fonte de fer contient au reste toujours un peu de silicium, quelquefois du magnésium, et souvent aussi du chrome ou du phosphore.

Dissolution de la fonte de fer dans les acides.

Lorsqu'on dissout la fonte de fer dans de l'acide muriatique, ou de l'acide sulfurique étendu d'eau, il se dégage un gaz hydrogène puant; si l'on fait passer ce gaz à travers un vase rempli d'alcool, celui-ci contracte l'odeur du gaz, et il devient d'une apparence laiteuse, quand on y verse de l'eau. Cet état trouble provient d'une huile volatile, formée par la combinaison du carbone de la fonte avec une proportion déterminée de l'hydrogène et de l'oxigène de l'eau. Cette huile se dépose en partie contre la paroi intérieure des tubes conducteurs, de façon que, si l'on y verse de l'eau, celle-ci s'écoule, comme elle le ferait sur du verre enduit de graisse.

Résidu charbonneux provenant de la dissolution de la fonte de fer dans les acides.

Quand on a dissous du fer dans de l'acide sulfurique affaibli, il reste une masse charbonneuse qui, placée sur le filtre, ressemble à de la graisse, et qui contient une portion de cette huile puante et volatile. Cette masse est composée d'ailleurs de charbon et de silice, et si le fer contenait du phosphore, on en retrouverait une partie dans ce résidu, combinée avec le fer. Il est remarquable qu'avec l'acide muriatique ce résidu charbonneux et l'huile puante sont en moindre quantité; en sorte que, si, par la dissolution du fer dans l'acide sulfurique, le résidu est noir, il est simplement gris et quelquefois blanc, quand la dissolution a lieu dans l'acide muriatique. Quand on dissout le fer de fonte dans l'acide nitrique, ou dans un mélange de cet acide avec l'acide muriatique, il se dégage du gaz oxide d'azote, et un peu de gaz acide carbonique, et il se précipite d petits cristaux noirs, écailleux, et d'un éclat métallique. C'est du graphite qui se dissout,

lorsqu'on ajoute une nouvelle quantité d'acide. La précipitation de ces écailles prouve que dans une masse de fer cru qui a été fondu, il se sépare pendant le refroidissement une combinaison déterminée de carbone et de fer, qui, par une haute température, se trouve probablement dissoute et répartie uniformément dans la masse. Après une dissolution complète dans l'acide, il reste une poudre d'un brun foncé, soluble en petite quantité dans l'eau bouillante, qu'elle colore en brun jaunâtre, et dont elle se précipite par le refroidissement. Cette poudre est insoluble dans les acides, mais elle est soluble dans les alcalis, avec lesquels elle forme un liquide opaque d'une couleur brune, presque noire; les acides l'en précipitent sans altération. Séchée et enflammée en un point, cette poudre brûle comme l'amadou, et se réduit en une cendre rougeâtre. En un mot, cette poudre a tous les caractères du corps nommé *principe extractif*, qui se rencontre dans la terre végétale, et qui est un des derniers principes dans lesquels se résolvent les corps organiques en putréfaction. Il est remarquable que, lorsque la fonte crue contient du

magnésium, on n'en retrouve presque aucune trace dans la dissolution; la plus grande partie passe, comme principe constituant, dans ce principe végétal artificiel, et peut, après la combustion de celui-ci, être retirée de ses cendres à l'état de magnésie, au moyen d'un acide. Il est évident que ce principe se forme, tant aux dépens du carbone contenu dans la fonte crue, à ceux de l'hydrogène, de l'eau et du principe acidifiant de l'acide nitrique, que par l'absorption du magnésium et du silicium, dans les mêmes proportions inconnues, dans lesquelles ces corps se présentent dans la nature organique. Si l'on précipite la dissolution de fonte crue au moyen d'un alcali, le liquide conserve la couleur jaune, après que tout le fer en a été séparé: cette couleur provient de ce qu'une partie de cette matière extractive se trouve dissoute par l'alcali.

Analyse de la fonte de fer.

Lorsqu'on ne parvient point, par la méthode précitée, à déterminer la proportion de carbone contenue dans la fonte de fer, il faut avoir recours à la déflagration de la

fonte avec le salpêtre. On réduit la fonte en une poudre fine, dans un mortier de fer; on la fait passer au tamis le plus fin; on la mélange ensuite avec le décuple de son poids de salpêtre pulvérisé, et l'on place le tout dans une cornue de verre, ou plutôt de porcelaine fine : on distille alors ce mélange peu à peu à un feu modéré, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de dégagement de gaz, ce qui exige souvent plusieurs heures. On fait passer le gaz qui se dégage dans deux ou trois fioles successives, remplies d'eau de chaux : dans cette opération, le salpêtre se transforme d'abord en nitrite de potasse, et comme il n'y a point d'alcali mis à nu, l'acide carbonique nouvellement formé se dégage à l'état de gaz, jusqu'à ce que, vers la fin de l'opération, le sel nitreux soit également décomposé, attendu qu'une grande partie de l'acide carbonique reste combinée à l'alcali provenant de la décomposition du salpêtre. On recueille le carbonate de chaux qui s'est déposé dans l'eau de chaux; on dissout dans l'eau la matière saline restée dans la cornue; on filtre et on précipite au moyen du muriate de chaux. On réunit le carbonate de chaux

obtenu de la sorte à celui qui s'était déposé dans les flacons, on le lave, on le sèche, et on le pèse. Il contient 11,91 pour cent de carbone.

Autre méthode pour analyser la fonte de fer et l'acier.

Voici une autre méthode, plus convenable et peut-être plus facile, d'analyser la fonte de fer et l'acier. On fond du muriate d'oxide d'argent, on en forme un gâteau qu'on place dans un vase avec de l'eau; on pose ensuite le morceau de fer soumis à l'analyse sur le muriate d'argent, et l'on ferme soigneusement le vase, de manière que l'air n'y puisse pénétrer. L'opération s'accélère un peu quand on décompose l'eau au moyen de quelques gouttes d'acide muriatique. Le fer est dissous par l'acide muriatique contenu dans le sel d'argent, lequel se réduit en argent métallique ; le carbone et le graphite contenus dans le fer, restent sur ce gâteau d'argent réduit, et peuvent en être séparés avec la plus grande facilité. Quand le morceau de fer est gros, cette opération demande quelque temps, si l'on veut pousser la dé-

composition jusqu'au centre du morceau de fer. Il faut, pour dissoudre 1 partie de fer pur, 5⅓ parties de muriate d'argent; mais il convient d'en prendre toujours un peu plus. [1]

Lorsque la fonte de fer séjourne long-temps sous l'eau, elle se décompose; l'acide carbonique contenu dans l'eau, dissout le fer et l'entraîne: il reste une masse grise, semblable au graphite. Lorsqu'on repêcha, il y a quelques années, dans les environs de Carlscrona, des canons contenus dans un vaisseau submergé depuis 50 ans, on trouva leur masse réduite d'un tiers, et transformée en ce corps poreux dont il vient d'être question. Ces canons étaient à peine exposés à l'air depuis un quart d'heure, qu'ils commencèrent à s'échauffer tellement, que l'eau qu'ils conservaient encore, se reduisit en vapeurs, et qu'on ne put plus les toucher avec la main. *Mactulloch* fit plus tard la remarque,

---

1 Je me suis servi avec avantage de cette méthode pour apprécier la pureté de l'étain et du zinc. Pendant la dissolution du métal pur, il s'en précipite souvent, sous forme de petits cristaux, des alliages desdits métaux avex des métaux étrangers.

qu'il en est toujours ainsi de ce corps formé de la sorte et semblable au graphite; en se combinant avec de l'oxigène, il s'échauffe presque jusqu'à l'incandescence. Mais on n'a pas encore su expliquer complétement ce qui se passe dans ce phénomène.

Acier.

L'acier est du fer contenant un peu moins de charbon que la fonte; il réunit à la ductilité du fer forgé, la dureté et la plus grande fusibilité de la fonte. L'acier se prépare par diverses méthodes, qui donnent lieu à autant d'espèces différentes d'acier; mais toutes ont pour but de combiner le fer purifié avec une certaine quantité de carbone. Si l'on plonge pendant quelques instans une barre de fer dans de la fonte en fusion, elle enlève à cette dernière du carbone, et se transforme en acier.

Acier brut.

Si l'on tient pendant un certain temps de la fonte de fer en fusion sous une croûte de scories, le carbone se brûle jusqu'à un certain point, et l'on obtient de l'acier qu'on nomme de l'acier brut. Cet acier est souvent

mauvais, parce que ce procédé ne peut pas atteindre le degré de précision désirable.

Acier corroyé.

On forge ensuite l'acier brut en barres minces et étroites, l'on soude jusqu'à 12 ou 15 de ces barres ensemble, une ou plusieurs fois, et on en forge enfin des barres étroites et carrées, que l'on répand ensuite dans le commerce sous le nom d'*acier brut corroyé.*

Acier de cémentation.

Lorsqu'on pose alternativement dans des boîtes en tôle bien fermées, un lit de charbon pilé, et des barres de bon fer, surtout de celui provenant de minérais manganésifères ; qu'on les expose pendant plusieurs jours à la chaleur blanche, le fer absorbe alors, sans se fondre, du carbone, et les barres, lorsqu'on les tire de ces boîtes, sont complétement transformées en acier. Il est entendu qu'un coup de feu trop prolongé ou trop court donne lieu à un acier trop dur ou trop mou, et qu'en conséquence, dans une opération de ce genre, il est de la der-

nière importance de bien connaître la température nécessaire, et quelle doit être la durée du feu. Cet acier porte le nom d'*acier de cémentation ;* sa surface est souvent couverte d'une quantité considérable de soufflures plus ou moins grandes; elles paraissent provenir de principes aériformes qui se dégagent du charbon par sa combinaison avec le fer.

Les parties extérieures de cet acier contiennent toujours une plus forte dose de charbon que les parties internes.

Acier de fusion.

En fondant de l'acier de cémentation dans un creuset sous une couche de verre pilé, on obtient de l'acier de fusion, qui est préférable au premier; attendu que, sa masse étant plus homogène, il est d'un usage beaucoup plus avantageux pour des ouvrages qui exigent un beau poli.

Quoiqu'une certaine proportion de carbone soit nécessaire à la bonté de l'acier, cette condition n'est cependant pas suffisante pour produire de l'acier de la meilleure qualité; il faut en outre un mélange

de manganèse et de phosphore. C'est pourquoi tous les minérais manganésifères donnent un fer plus propre à la préparation de l'acier, que ceux qui ne contiennent point de manganèse; c'est aussi pourquoi l'expérience a appris depuis long-temps que le charbon tiré du règne animal, mélangé dans certaines proportions avec le charbon de bois, est d'un emploi plus avantageux dans la préparation de l'acier, et donne de meilleurs produits que le charbon de bois seul. *Vauquelin*, ayant fait l'analyse de plusieurs bonnes qualités d'acier, y trouva du manganèse, du phosphore, du silicium et du magnésium; mais ces deux derniers composans y entraient en très-petite quantité.

Faraday et *Stodart* ont montré depuis peu qu'une très-petite addition de rhodium ou d'argent améliorait singulièrement l'acier, ce qui est surtout important pour la fabrication d'instrumens tranchans. Le rhodium, vu sa rareté, ne peut être employé communément à cet usage; mais l'argent peut l'être d'autant plus aisément, qu'il n'en faut que $\frac{1}{500}$ du poids de l'acier, ce qui n'occasionne point une augmentation de prix bien sensible.

Propriétés de l'acier.

L'acier ne se laisse point traiter à la chaleur rouge avec autant de facilité que le fer, et il exige, en le martelant, beaucoup de précaution; s'il contient trop de carbone, il se brise sous le marteau en petits morceaux. Il se laisse plus aisément casser que le fer, et sa cassure ne présente point, comme celle du fer, une surface inégale et raboteuse; elle est au contraire plus unie, grenue, et d'une couleur plus claire. Lorsque de l'acier rougi au feu est refroidi subitement, par exemple, en le plongeant dans de l'eau froide, il se durcit, et n'est plus susceptible d'être courbé sans se rompre. Il raie alors le verre, et n'est plus attaquable à la lime. Dans cette opération du durcissement de l'acier, sa surface devient nette, et se dépouille des battitures qui y étaient attachées; cela n'a point lieu pour le fer, qui d'ailleurs, dans une opération semblable, n'augmente pas de dureté. Si, après avoir durci de l'acier de cette manière, on le chauffe, il perd sa dureté proportionnellement à la température à laquelle on l'a élevé. Un couteau, par exemple, dont le

tranchant est trop dur, s'adoucit quand on le plonge dans une miche de pain sortant du four, et qu'on les laisse refroidir ensemble.

Afin de proportionner la dureté de l'acier aux divers usages auxquels on le destine, on le durcit comme il vient d'être dit; après quoi l'on nettoie et polit sa surface pour la rendre blanche; on l'échauffe ensuite, et l'on juge aux couleurs qu'il prend, de quel degré de dureté l'acier doit être pourvu.

Couleurs que prend l'acier.

Cette coloration, qui n'est au fond qu'une oxidation de l'acier, dans laquelle sa dernière couche joue les couleurs de l'arc-en-ciel, commence par le jaune paille, passe de là au jaune d'or parsemé de raies pourprées, puis au pourpre, au violet, et enfin au bleu. A la chaleur rouge, cette couleur disparaît entièrement, tandis qu'il se forme une couche épaisse d'oxide noir. Ces couleurs servent de guide à l'artiste, et lui font connaître quand il doit retirer l'acier du feu, pour le laisser refroidir dans l'eau ou dans la graisse. La première teinte jaune convient pour les ciseaux et autres instrumens tran-

chans qui servent à la confection d'ouvrages en fer; le jaune d'or, et un commencement de rouge pourpre, aux ciseaux et autres outils pour le travail de métaux moins durs; le rouge pourpre pour des couteaux et des outils pour les ouvrages à la main; le bleu de violette et le bleu, pour des ressorts de montre, qui n'acquièrent qu'alors le degré d'élasticité qu'ils doivent avoir. Comme l'acier, lorsqu'il est durci, n'a point la ténacité du fer, on a coutume de souder ensemble de l'acier et du fer mou, et quelquefois l'on transforme en acier la surface d'ouvrages en fer déjà finis, en les enveloppant dans de la laine, ou dans de la râpure de cornes, et en les faisant rougir ainsi au feu pendant quelque temps, après quoi on les en retire pour les durcir et les polir.

Acier indien dit *Wootz.*

On prépare dans les Indes occidentales une espèce d'acier que l'on tire de Bombay sous le nom de *Wootz*, et qui possède plusieurs avantages remarquables. *Faraday* a trouvé que cet acier contient une petite quantité d'aluminium et de silicium, et il a

appris à l'imiter. *Faraday* et *Stodart* trouvèrent que, lorsqu'un fer cru très-charbonneux (celui dont ils se servirent, et qui avait été fondu avec une grande quantité de charbon, contenait 5,64 pour cent de carbone), était pulvérisé, puis mélangé avec de l'alumine pure, et exposé pendant long-temps à la température nécessaire pour mettre le fer en fusion, l'aluminium se réduisait, et que le fer prenait un grain blanc, fin, grenu et cassant: la dissolution du fer préparé de la sorte par *Faraday* et *Stodart*, donna 6,4 pour cent d'alumine. On fit un premier essai avec 70 parties d'acier de cémentation, et 4 parties de cet alliage, et un autre avec 50 parties d'acier et 6,7 parties du même alliage, et tous deux procurèrent un acier absolument semblable sous tous les rapports à celui dit *Wootz*.

Damasquinure de l'acier.

Cet acier, après avoir été forgé et corrodé avec de l'acide sulfurique faible, jouit de la propriété de laisser paraître des veines foncées et claires; ce procédé s'appelle *damasquiner*, parce que c'est principalement

à Damas que l'on fabrique des lames de sabres ainsi préparées. Cette damasquinure n'est point détruite par la fusion, et les coups de marteau la font reparaître. *Faraday* l'attribue à une cristallisation existante dans l'acier indien : ces cristaux s'étendent sous les coups de marteau, sans que leurs nouveaux contours se confondent avec la matière environnante, et ils sont ensuite rendus visibles par l'action de l'acide sulfurique étendu d'eau.

L'on a imité depuis long-temps en Europe l'acier damasquiné, et l'on a cru que les figures qu'on y remarque provenaient de ce que cet acier était composé de morceaux de fer et d'acier soudés ensemble. On soude ensemble des barres d'acier et de fer doux, on les tord en forme de spirale, et l'on en fabrique alors des lames de sabre, des couteaux, etc. En enduisant ensuite la surface de cet acier avec un acide, les parties de fer pur deviennent blanches, et celles d'acier noires, à cause du charbon qui est mis à nu, ce qui donne à ces ouvrages une surface recouverte de stries noires en forme de vagues, qui indiquent la manière dont les parties de fer et celles d'acier se trouvent

juxta-posées. Plus les morceaux de fer et d'acier qu'on soude ensemble sont nombreux, et plus on les étend sous le marteau, plus aussi ces vagues sont fines et serrées, et réciproquement.

L'Anglais *Mushet* a cherché a déterminer quelles sont les proportions de carbone qui entrent dans les divers degrés de combinaisons du fer avec ce corps, et, d'après ses essais,

l'acier fondu ductile contient $\frac{1}{120}$ de carbone;
l'acier fondu ordinaire..... $\frac{1}{100}$;
l'acier plus dur..... $\frac{1}{90}$;
l'acier cassant..... $\frac{1}{50}$;
la fonte blanche..... $\frac{1}{25}$;
la fonte truitée..... $\frac{1}{20}$;
et la fonte noire ..... $\frac{1}{15}$.

Borure de fer.

Le fer ne paraît pas susceptible de combinaison avec le bore, du moins pas en quantité notable. *C. Descotils* et *L. Gmelin* prétendent avoir opéré cette combinaison en fondant ensemble du fer, de l'acide boracique et de la poussière de charbon, et que le fer a pris une couleur plus blanche, tout

en conservant sa ductilité. Mais *Arfwedson* n'a pu obtenir une semblable combinaison, en traitant dans un foyer de forge du borate de fer avec de la poussière de charbon. En faisant rougir du borate d'oxide de fer dans un courant de gaz hydrogène, ce chimiste obtint une masse métallique blanche, qui s'est dissoute avec dégagement de gaz hydrogène, et reproduisit de l'acide boracique et de l'oxidule de fer; mais, en la faisant bouillir dans l'eau, ce liquide sépara l'acide boracique, et il resta du fer métallique pur. La ductilité du borure de fer, produit par *Gmelin* et *Descotils*, fait présumer que le fer n'y était pas combiné réellement au bore, ou du moins que la proportion de ce dernier était tres-petite.

Fer et Potassium ou Sodium.

Le fer est susceptible de se combiner avec la plupart des autres métaux.

Il se combine avec le potassium et le sodium à une haute température, et fond alors plus facilement que le fer pur, surtout s'il est en contact avec l'air atmosphérique.

Ces combinaisons se décomposent à l'air et dans l'eau.

Fer et Silicium.

Le fer se combine facilement avec le silicium, en fondant ensemble de la silice, de la limaille de fer, et de la poussière de charbon. Cette combinaison est, suivant la proportion de carbone qu'elle contient, aigre ou ductile : le silicium ne paraît point nuire à la ductilité du fer, et cet alliage est inaltérable à l'air, lorsque le silicium n'y entre point pour plus de 5 ou 6 pour cent. J'ai possédé du fer siliceux dont la dissolution dans les acides donna jusqu'à 19 pour cent de silice, et cependant ce fer était très-mou et se laissa marteler à froid en plaques minces.

Fer et Béryllium.

D'après *Stromeyer*, le fer peut se combiner aisément avec le béryllium, en fondant ensemble du béryll, de la limaille de fer et de la poussière de charbon.

Fer et Calcium, Magnésium et Aluminium.

En procédant d'une manière semblable

avec du fer et du calcium, je n'ai pu obtenir un alliage réel entre ces deux métaux; avec le magnésium, je suis parvenu à produire un indice d'alliage plus prononcé. Nous avons vu par ce qui précède, que le fer peut se combiner avec l'aluminium.

Fer et Sélénium.

Le fer se combine aisément avec le sélénium, en l'exposant, quand il est incandescent, a des vapeurs de sélénium : le fer s'enflamme et reste ardent, tant qu'il absorbe quelques parties de sélénium. Cette combinaison est gris-[illegible]cé, tirant sur le jaune, a l'éclat métallique, est dure et cassante. Sa cassure est grenue.

Chauffé au chalumeau, cet alliage dépose du sélénium, et se fond, après un certain temps, en une boule noire, dont la cassure est vitreuse. Le séléniure de fer se dissout dans l'acide muriatique avec dégagement de gaz hydrogène sulfuré. En réduisant ce séléniure en poudre, y ajoutant du sélénium, et chauffant jusqu'à ce que l'excédant de sélénium soit distillé, on obtient du fer combiné avec une plus forte proportion de sélé-

nium : ce fer n'est alors plus soluble dans l'acide muriatique, et un feu violent lui fait abandonner son excès de sélénium.

Fer et Arsenic.

Le fer se laisse fondre avec de l'arsenic. Cette combinaison est cassante, et quand l'arsenic y domine, le fer perd sa vertu magnétique ; une petite proportion d'arsenic rend le fer cassant à froid.

Mispickel.

Le règne minéral offre une combinaison de sulfure et d'arseniure de fer, qui a reçu le nom de *Mispickel*. Elle est blanche, a l'éclat métallique, et cristallise ordinairement en prismes ou en octaèdres alongés. Le fer y est partagé également entre le soufre et l'arsenic; transformés en acides, chacun de ces corps formerait un sel neutre avec l'oxidule de fer qui pourrait résulter de tout le fer combiné. Lorsqu'on chauffe le mispickel jusqu'au rouge dans un appareil distillatoire, on obtient d'abord un peu de sulfure d'arsenic, puis de l'arsenic métallique, et il reste enfin le troisième degré de sulfuration du fer entièrement dégagé d'arsenic.

Fer et Chrome.

Le fer peut se combiner avec le chrome, il s'en rencontre souvent dans le fer provenant de minérais chromifères; mais on l'en sépare en grande partie dans l'affinage. *Berthier* a essayé de fondre du chrome avec de l'acier.

Il mélangea dix parties de fer chromé naturel avec six parties de battitures de fer et dix parties de verre non métallique. Ayant fondu ce mélange sur un foyer brasqué à la chaleur nécessaire pour traiter le fer, il obtint, sous forme d'un régule fondu, sept parties de fer chromé; il le combina ensuite avec de l'acier, dans des proportions telles que l'acier retint de un à un et demi pour cent de chrome.

Cet acier parut de fort bonne qualité, et il jouissait, ainsi que l'acier indien, de la propriété de se damasquiner, en traitant sa surface polie avec de l'acide sulfurique affaibli.

Berthier pense que cet acier pourrait être employé avec avantage à la fabrication de lames de sabres et d'instrumens tranchans.

Fer et Molybdène.

Le fer se combine facilement au molybdène. Cette combinaison, a parties égales, est dure, cassante, et d'un gris bleuâtre; sa cassure est grenue; elle se fond au chalumeau : une partie de fer et deux de molybdène forment un alliage d'un gris clair, infusible au chalumeau, attirable à l'aimant, cassant, et d'une cassure à grains fins.

Fer et Wolfram.

Le fer peut aussi se fondre avec le wolfram; cette combinaison est d'un brun clair, dure, rude au toucher, et cassante : sa cassure est serrée.

Fer et Antimoine.

Le fer peut se combiner avec l'antimoine; mais l'antimoine s'évapore dans un feu découvert. Cette combinaison est blanche, dure, cassante, et d'une pesanteur spécifique moindre que celle des métaux composans. L'antimoine paraît susceptible plus que tous les autres métaux, de détruire la vertu magnétique du fer.

Fer et Tellure.

La combinaison du fer avec le tellure n'a pas encore été tentée.

Fer et Tantale.

Le fer s'allie facilement au tantale, en fondant ensemble, dans un creuset de charbon, de l'oxide de tantale et de la limaille de fer. Cet alliage est si dur qu'il raie le verre; il n'est point ductile et est très-difficile à briser.

Il se réduit en une poudre d'un brun foncé, soluble dans les acides, en abandonnant du tantale métallique sous forme de poudre. Le tantale ferré se rencontre dans le règne minéral combiné avec du tantalate de fer oxidulé; il forme le genre du tantalite de Kimito en Finlande, qui possède une pesanteur spécifique de 7,9, et qui donne une poudre couleur brun de cannelle clair. Plus la couleur brune de cette poudre est claire, plus sa pesanteur spécifique est considérable, et plus elle contient de tantale ferré.

Fer et Titane.

Le fer paraît ne point être susceptible de se combiner avec le titane. *Faraday* et *Sto-*

dart ont fait des essais à cet égard, mais qui ont été infructueux.

Vauquelin et *Hecht* ont obtenu une masse d'un gris clair, parsemée de points métalliques jaunes; cette masse était infusible, et ils la regardèrent comme une combinaison de fer et de titane.

Fer et Or.

Le fer ductile, la fonte de fer et l'acier, se combinent avec une égale facilité avec l'or. Onze parties d'or et une partie de fer forment une combinaison très-ductile, d'un gris jaunâtre presque blanc, d'un poids spécifique de 16,885, qui est moindre que la moyenne des poids spécifiques des deux composans. D'après les calculs de *Hatchett*, 1000 parties en volume avant la fusion, donnent, après cette opération, 1014,7 parties.

Un alliage de trois parties de fer et d'une partie d'or, a la couleur de l'argent, et est attirable à l'aimant.

Des ouvrages délicats en acier peuvent être soudés avec de l'or.

Fer et Platine.

Le fer et l'acier se fondent aisément avec le platine. A parties égales, ils forment avec lui un alliage qui, selon *Faraday* et *Stodart*, prend un très-beau poli, et est inaltérable à l'air; sa couleur le rend très-propre à la fabrication des miroirs métalliques. Sa pesanteur spécifique est 9,862.

Quatre parties et demie de platine et une partie d'acier forment un alliage ductile dont le poids spécifique est 15,88.

Huit parties d'acier et une de platine, forment aussi un alliage ductile; mais il prend, lorsqu'on le polit, une surface damasquinée.

L'addition d'un et demi pour cent de platine à l'acier, semble augmenter les qualités de celui-ci; les alliages de platine et d'acier ne s'altèrent point à l'air.

Le platine et le fer se laissent souder ensemble. *Faraday* et *Stodart* soudèrent ensemble des fils de ces deux métaux, et, en les traitant ensuite comme de l'acier de Damas, ils en obtinrent une belle damasquinure.

[illegible] de l'Acier et du Rhodium.

[illegible] l'acier se fondent avec [illegible] en-
[illegible] [illegible] et Stodart trouvent que
[illegible] mêlant de l'acier fondu et un
[illegible] [illegible] du rhodium, cet acier
[illegible] [illegible] la ténacité, devient beau-
[illegible] [illegible] [illegible] meilleur. Wootz. Cette
[illegible] [illegible] [illegible] ainsi produire à volon-
[illegible] [illegible] [illegible] [

voit encore qu'il n'existe point une combinaison chimique entre ces deux métaux. Cette masse s'oxide promptement à l'air, ce qui paraît provenir d'une action électrique qu'exercent l'un sur l'autre les deux métaux qui s'y trouvent séparés.

Acier fondu et Argent.

En mélangeant et fondant ensemble de l'acier fondu et $\frac{1}{500}$ de son poids d'argent, on obtient une combinaison intime, et l'on ne peut y découvrir, même avec la meilleure loupe, aucune trace d'argent isolé. L'acier ainsi préparé surpasse de beaucoup le meilleur acier fondu et le meilleur Wootz; il ne le cède en rien à l'acier préparé avec du rhodium. *Faraday* et *Stodart* ont essayé de combiner l'acier et l'argent en recouvrant le premier de feuilles d'argent, et le soumettant ainsi à la cémentation; mais l'argent se fondit à la surface de l'acier, sans le pénétrer.

Fer et Mercure.

Le fer ne forme pas directement un amalgame avec le mercure; l'addition d'un métal

étranger favorise cet amalgame. En plongeant du fer bien décapé dans un amalgame de potassium, la surface du fer s'amalgame très-fortement, et cet amalgame reste adhérent tant qu'il contient du potassium; mais si on le plonge dans l'eau, ce qui enlève le potassium, le mercure se sépare du fer, et la surface de celui-ci reparaît aussi nette qu'auparavant.

On obtient un amalgame de fer et d'étain, en faisant digérer du fer étamé dans du mercure bouillant, jusqu'à ce que le fer ait perdu sa cohésion, et que le mélange soit également opéré dans toute la masse. Cette masse est blanc d'argent, tenace, presque ductile et attirable à l'aimant.

On a avancé qu'on obtenait un amalgame de fer en faisant, d'abord à sec, puis par la voie humide, une mixtion de limaille de fer, d'alun et de mercure, et en la pulvérisant d'abord à sec, puis en y ajoutant de l'eau.

On a aussi proposé de former un amalgame composé de parties égales de zinc et de mercure, et de le pulvériser avec la moitié de son poids de limailles de fer pures. On

y ajoute ensuite, après un certain temps, du muriate de fer oxidé, pour extraire le zinc, après quoi l'on pulvérise plusieurs fois de suite cette masse, en en augmentant successivement la quantité. On la pressure alors dans un creuset, en la recouvrant de suif, et on l'y chauffe jusqu'à ce que le suif soit réduit en charbon. Cet amalgame est dur comme l'antimoine ; sa cassure est grenue : il ne s'oxide point, et n'exerce aucun effet sur l'aimant.

Fer et Cuivre.

Le fer se combine très-difficilement avec le cuivre; cette combinaison est grise, ductile, mais cassante à froid. On prétend qu'une pièce de monnaie en cuivre, jetée dans un haut-fourneau, y exerce un effet très-préjudiciable à la fonte.

Cette combinaison est magnétique, même lorsqu'elle ne contient qu'un dixième de fer.

D'après *Levasseur*, le fer allié au cuivre doit avoir plus de ténacité que le fer ordinaire; il ne devient cassant qu'entre la chaleur rouge-brun et la chaleur rouge-foncé, et il se laisse très-bien forger au-dessus et au-dessous de ces températures.

Fer et Bismuth.

On n'est pas encore parvenu à combiner ensemble ces deux métaux.

Fer et Étain.

D'après les essais de *Bergmann*, lorsqu'on fond ensemble du fer et de l'étain, on obtient deux alliages séparés en deux couches; l'une, contenant 1 partie de fer et 21 parties d'étain, est ductile, un peu plus dur que l'étain et d'une couleur un peu plus foncée; l'autre est composée de 2 parties de fer et 1 d'étain: il a quelque ductilité et est si dur qu'on ne peut le rayer au couteau.

Fer-blanc.

On emploie à une infinité d'usages des feuilles de fer (de la tôle), recouvertes d'étain; voici comment on étame ces feuilles: on les couche dans de l'acide sulfurique affaibli, pour dissoudre la petite couche d'oxide qui peut les recouvrir; on les frotte ensuite avec du sable, après quoi on les plonge d'abord dans du suif fondu, puis dans un bain d'étain, qui est lui-même recouvert d'une

couche de suif. Toute la masse du fer se pénètre d'étain par cette opération, de telle sorte qu'en retirant au bout de quelque temps ces feuilles de fer, elles sont imprégnées d'étain de part en part. Il reste sur leur surface une légère couche d'étain qui recouvre le fer. Cette couche d'étain est d'autant plus unie que l'étain est plus pur.

En Angleterre, on emploie à cet usage l'étain dit *Grain tin;* mais dans d'autres pays, on se sert d'étain moins pur, dit *Block-zinn*, qui donne un étamage très-inégal et nullement poli. Pour rendre cette surface unie, on est obligé de la marteler avec un marteau poli.

Un Français, nommé *Alard*, découvrit, il y a quelques années, une méthode de donner à la surface du fer-blanc une apparence cristalline, qu'il nomma *moiré métallique*. Voici comment on le prépare : on fait chauffer les feuilles de fer-blanc jusqu'à ce qu'il y ait de l'étain fondu à leur surface, puis on les refroidit en jetant de l'eau sur l'autre côté de la feuille. L'étain forme alors des ramifications cristallines, semblables à celles qu'occasionnent sur nos carreaux de

vitres les rigueurs de l'hiver : mais cette cristallisation n'est pas de suite visible, parce qu'elle est recouverte par une pellicule de métal qui s'est refroidie d'abord. Plus le refroidissement a lieu promptement, plus ces ramifications deviennent petites : il dépend donc entièrement de la volonté des artistes de déterminer leur grandeur, suivant la température de l'eau dont ils se servent pour produire le refroidissement. Si l'on chauffe un point de la feuille de fer-blanc assez fort pour que l'étain s'y fonde en se répandant vers le contour de la feuille, il se forme une étoile cristallisée qui a ce point pour centre. On peut, à l'aide d'un soudoir, qu'on trempe dans de l'étain fondu, dessiner sur le revers de la feuille des figures ou des caractères qui deviennent visibles de l'autre côté. On recouvre de résine le côté où l'on fait ces dessins, et il faut que le soudoir soit assez chaud, pour que son contact fasse fondre l'étain. On rend ensuite la cristallisation apparente, en enduisant le côté opposé avec un mélange d'acide muriatique et d'acide nitrique, lesquels ne doivent pas être très-concentrés, sans quoi tout l'éta-

mage se dissoudrait. Lorsque la cristallisation apparaît avec un éclat suffisant, on plonge la feuille de fer-blanc dans de l'eau pure; après quoi on l'enduit une couple de fois avec un peu de lessive de potasse caustique, afin d'enlever la couche mince d'oxide d'étain que l'eau précipite souvent de l'acide, et on lave ensuite de nouveau le fer-blanc avec de l'eau pure. Enfin, pour conserver de l'éclat aux cristallisations, il faut les recouvrir d'un vernis transparent. Ce qui fait que l'acide ne dissout d'abord que la couche non cristallisée, c'est que les parties qui cristallisent promptement et d'une manière irrégulière, sont plutôt dissoutes par tous les dissolvans que les parties cristallisées régulièrement. On peut se servir indifféremment de tout acide dissolvant l'étain pour produire ces cristallisations et pour y plonger ensuite les feuilles de fer-blanc, mais il faut que cet acide soit très-affaibli; cependant la méthode la plus sûre est celle que nous venons d'exposer.

D'après l'assertion de *Wagenmann*, $\frac{1}{500}$ d'argent ou $\frac{1}{200}$ de cuivre, dissous dans l'étain, opèrent une tendance particulière à la cris-

tallisation. Il résulte évidemment de la comparaison que j'ai faite précédemment entre le fer-blanc d'Angleterre et celui des autres pays, que le premier est seul convenable pour la préparation d'un beau moiré métallique; ce qui a d'ailleurs été constaté par l'expérience.

Fer et plomb.

Le fer se combine difficilement avec le plomb; en fondant ces deux métaux ensemble, on obtient, suivant *Guyton*, deux couches séparées. La couche supérieure est du fer, contenant un peu de plomb; la couche inférieure, au contraire, est du plomb, mélangé avec une petite quantité de fer. *Muschenbroeck* prétend avoir réussi à fondre ensemble 400 parties de fer avec 134 parties de plomb, et qu'une combinaison de 10 parties de fer et 1 de plomb, n'a qu'une pesanteur spécifique de 4,25.

Fer et zinc.

On ne peut fondre ensemble du fer et du zinc, parce que le zinc se volatilise avant que le fer n'entre en fusion; mais on peut,

d'après *Malouin*, recouvrir et pénétrer de zinc des feuilles de fer, en les tenant, pendant quelque temps, dans un vase rempli de zinc fondu.

D'après les essais de *Hollunder*, on obtient une masse blanche, cassante, métallique, en chauffant quelque temps, dans un vase clos, du fer de fonte réduit en poudre avec du zinc. Cette combinaison n'est propre à aucun usage.

Fer et nickel.

Le fer s'allie facilement au nickel. Cette combinaison se rencontre dans les pierres météoriques, dans lesquelles le fer contient depuis 3 jusqu'à 10 pour cent de nickel.[1] Les fers météoriques découverts en Sibérie par *Pallas*, paraissent contenir aussi cette proportion de nickel. Ces combinaisons peuvent s'imiter artificiellement. Elles sont duc-

---

1 En général on indique une trop faible proportion de nickel, parce qu'au moyen de l'ammoniaque on sépare l'oxide de nickel de l'oxide de fer, ce qui fait qu'il reste non dissous une quantité sensible d'oxide de nickel combinée chimiquement avec l'oxide de fer.

tités, mais elles commencent à perdre cette propriété, lorsque le nickel y entre pour près de un dixième. Elles sont moins oxidables que le fer. Si, au contraire, on fond du nickel avec de l'acier, on obtient, d'après *Faraday* et *Stodart*, un alliage qui a une grande tendance à se couvrir de rouille.

Fer et cobalt.

Le fer se combine par la fusion avec le cobalt. Cet alliage est dur et magnétique. On ne connaît point l'influence qu'exercent sur la ductilité du fer les diverses proportions de cobalt qu'il peut contenir.

Sels de fer.

Les deux oxides du fer forment des sels de différente nature: leurs caractères généraux et communs à tous deux, sont: un goût doucereux et astringent: la propriété de former avec le prussiate de potasse un précipité qui a immédiatement la couleur bleue, ou qui la prend après son exposition à l'air pendant quelque temps; de n'être point précipités par le gaz hydrogène sulfuré, mais de donner avec l'hydrosulfate de potasse un

précipité noir. Le fer a la propriété de produire facilement des sels doubles, ayant à la fois pour base l'oxidule et l'oxide, et une couleur tantôt verte, déterminée par le bleu-noir de l'oxidule et le jaune-rouge de l'oxide, et tantôt rouge.

Sels d'oxidule de fer.

Les sels d'oxidule se distinguent par une couleur bleuâtre tirant sur le vert, et par un goût particulier, d'abord doucereux, puis astringent; la plupart sont solubles dans l'eau. Leur dissolution absorbe le gaz oxide d'azote et devient brun-foncé ou noir. La teinture de noix de galle ne les altère point dans des vases clos. Le prussiate de potasse les précipite avec une couleur blanche; ils se troublent à l'air et déposent une ocre jaune; ils prennent alors une couleur vert-pré et se transforment en sels doubles, ayant pour base l'oxidule et l'oxide.

Vitriol de fer.

Le sulfate d'oxidule de fer est appelé vulgairement *vitriol de fer*. On l'obtient à l'état de pureté en dissolvant du fer dans de l'acide

sulfurique affaibli, et abandonnant la dissolution à la cristallisation, après l'avoir filtrée toute bouillante. Le sel obtenu de la sorte forme des prismes rhomboïdaux, transparens; il a une couleur vert-bleuâtre faible; il tombe en efflorescence dans un air sec: sa surface devient d'abord blanche, puis jaune; exposé à la chaleur, il se fond dans son eau de cristallisation et se réduit en une poudre blanche, qui ne se dissout plus que lentement dans l'eau, et qui, nonobstant cela, est un sel oxidule inaltéré.

Il contient, d'après *Mitscherlich*, 42,08 d'eau de cristallisation, dont la proportion d'oxigène est six fois plus forte que celle de ce gaz dans l'oxidule de fer. La chaleur rouge décompose ce sel; il se transforme d'abord en sulfate oxidé de fer, et laisse enfin, après l'expulsion de l'acide, de l'oxide rouge de fer, qu'on nomme habituellement *colcothar vitrioli*. Obtenu en grand, dans la préparation de l'eau forte, ou lorsqu'on fait rougir au feu dans les fabriques de vitriol la masse lessivée, il prend le nom de *Braunroth* (rouge anglais ou rouge de Prusse).

Le sulfate d'oxidule de fer cristallisé est

soluble dans le double de son poids d'eau froide, mais il est insoluble dans l'alcool. Si l'on dirige un courant de gaz oxide d'azote à travers une dissolution de ce sel dans l'eau, ce gaz se trouve absorbé en grande quantité; la dissolution se colore en brun-foncé, et devient enfin opaque et noire. Chauffée à l'abri du contact de l'air, la majeure partie du gaz s'échappe sans altération; mais si l'on donne accès à l'air atmosphérique, cette dissolution pompe l'oxigène, et il s'y forme de l'acide nitrique. On a proposé, d'après cela, de se servir de cette dissolution comme d'un eudiomètre; mais elle a cet inconvénient, qu'en la secouant à l'air plus long-temps qu'il ne faut pour absorber précisément le gaz oxigène, il se dégage de l'azote, et on obtient un résultat incertain; il faut, par conséquent, observer soigneusement l'instant de la plus grande diminution du volume de l'air et interrompre l'opération dès que ce volume recommence à augmenter.

Davy trouva qu'une dissolution du sel d'oxidule, dont la pesanteur spécifique était 1,4, absorba $\frac{68}{1000}$ de son poids de gaz oxide d'azote, qu'il s'en échappa pendant l'ébulli-

tion $\frac{48}{1000}$ sans altération, et que les $\frac{12}{1000}$ restans furent décomposés en même temps qu'une portion d'eau : il se forma de l'ammoniaque, et un sous-sulfate d'oxide fut précipité de la dissolution. On ignore si l'acide sulfurique forme avec l'oxidule de fer des sels acides ou des sels avec excès de base; car le précipité blanc qu'on obtient en versant de l'acide sulfurique concentré dans une dissolution saturée de sel d'oxidule, n'est qu'une poudre cristalline, neutre, dépourvue d'eau, et les précipités blanc ou vert-gris que l'on produit en précipitant le sel avec de la potasse caustique, sont l'hydrate de l'oxidule, puisque la cuisson les rend noirs.

Ce sel se prépare, en grand, au moyen du sulfure de fer. Quand il entre dans la composition de ce dernier plus de soufre que l'oxidule de fer n'en peut saturer lors de la formation de l'acide, il faut retrancher artificiellement cet excédant.

Cela s'opère habituellement par la calcination du sulfure de fer, qu'on réunit en tas sous lesquels on fait du feu. Le but serait bien de ne brûler ainsi que l'excès de sou-

fre; mais comme on n'y pourrait parvenir sans de plus grands frais, on laisse la décomposition atteindre un degré plus élevé, et cela donne lieu à la transformation d'une partie du fer en oxide rouge. On dépose le sulfure de fer grillé sur une aire en terre, inclinée et fortement damée; l'eau de pluie qui y tombe, en découle par de petits canaux en bois qui la dirigent dans des réservoirs particuliers.

Les pyrites calcinées restent donc exposées à l'influence de l'air et de l'eau, et le sulfate d'oxide de fer se forme peu à peu; il suit l'eau de pluie et s'accumule en une dissolution, qu'on verse à diverses reprises sur les tas de sulfure de fer, jusqu'à ce qu'elle soit suffisamment concentrée : on la fait ensuite cuire et cristalliser dans des chaudières de plomb. Les restes du sulfure de fer, qui ne sont point transformées en vitriol, sont en majeure partie de l'oxide rouge de fer, qu'on emploie comme du *Braunroth*.

A Fahlun, où la dissolution recueillie dans les réservoirs contient, outre le sulfate de fer, une quantité de sulfate de cuivre, on dirige cette eau sur du fer, pour obtenir le

vitriol; alors le cuivre se précipite, et il est remplacé dans la dissolution par du fer. Enfin, on fait concentrer graduellement cette dissolution ferrugineuse, tant qu'elle compense les frais de la cuisson.

Le vitriol de fer fabriqué en grand n'est point pur; il contient des sels étrangers, terreux et métalliques, et le plus habituellement des sels de cuivre, de zinc, de manganèse, d'alumine, de magnésie, et parfois de chaux. Il est facile de le débarrasser du cuivre en y déposant du fer; mais il est d'autant plus difficile de le purifier des autres sels, que le sel d'oxidule de fer cristallise avec la plupart d'entre eux, et est à peu près aussi soluble qu'eux. Ils se mêlent ainsi avec le vitriol pendant qu'il cristallise, et modifient de diverses manières son emploi. Dans le commerce, on rencontre ordinairement deux principales sortes de vitriol, le *vert-pré*, en gros cristaux, dont la surface se recouvre moins facilement d'ocre; et le *vert-bleuâtre*, qui est mélangé habituellement avec du sel en poudre efflorescente, et en partie avec de l'ocre. Le premier contient à la fois de l'oxidule et de l'oxide, et le dernier est du

sel d'oxidule simple, qui, pendant sa tendance à passer à l'état de sel double, s'efleurit et s'oxide à la surface. Le sel vert est ordinairement un sel de fer plus pur que le vitriol bleuâtre, et il peut, dans certaines occasions où l'on a besoin d'un sel dépouillé d'oxide, être transformé entièrement en sel d'oxidule, en le faisant cuire avec du fer; on peut aussi, par la cuisson avec du fer, rendre à la lessive de vitriol trop oxidée, la propriété d'être cristallisable.

Sulfite d'oxidule de fer.

Le sulfite d'oxidule de fer s'obtient en versant une dissolution d'acide sulfureux dans l'eau, sur un précipité de carbonate d'oxidule de fer qu'on vient de former : on obtient ainsi une dissolution brunâtre qui, lorsqu'elle est concentrée, est précipitée par l'alcool. Ce sel n'a d'ailleurs pas été examiné. En en faisant digérer une dissolution avec du soufre, on obtient un *sous-sulfite de fer oxidulé.*

On obtient aussi le sulfite d'oxidule de fer en faisant dissoudre du fer métallique dans de l'acide sulfureux liquide; cette dissolution

à lieu sans dégagement de gaz : elle est d'abord brune et devient ensuite verte. On ne parvient point à la faire cristalliser par l'évaporation ; elle forme au contraire alors une masse glutineuse d'un blanc sale. Abandonnée à l'air libre, elle dépose une ocre rouge et il se cristallise du sulfite d'oxidule de fer. Exposée à l'air plus long-temps, sa dissolution se transforme enfin en sulfate d'oxidule de fer. Les acides sulfurique et muriatique en extraient de l'acide sulfureux et précipitent en même temps du soufre.

Nitrate d'oxidule de fer.

On forme du nitrate d'oxidule de fer en dissolvant à froid du fer dans de l'acide nitrique affaibli : on obtient d'abord une dissolution d'un brun sale, parce que ce sel, ainsi que le sulfate, retient le gaz nitreux ; mais il se décompose de lui-même en peu de temps et procure un sel d'oxide. En dissolvant du sulfure de fer au minimum dans de l'acide nitrique pur, mais affaibli, il se dégage du gaz hydrogène sulfuré, et l'on obtient une dissolution verdâtre claire, qui a également peu de fixité : car la moindre

élévation de température la transforme en sel d'oxide.

Muriate d'oxidule de fer.

Le muriate d'oxidule de fer s'obtient en dissolvant du fer dans l'acide muriatique; la dissolution a lieu avec violence et forme un liquide vert-clair, qui se condense, pendant le refroidissement, en beaux cristaux de même couleur. Ce sel se dissout aisément dans l'eau, et il est soluble aussi dans l'alcool. Il absorbe, ainsi que les deux précédens, du gaz oxide d'azote, avec lequel il se comporte précisément comme le sulfate. A une température plus élevée, il se fond dans son eau de cristallisation : lorsqu'on le distille dans une cornue, il part d'abord de l'acide muriatique et de l'eau avec quelque peu d'oxide de fer; ensuite, quand toute l'eau s'est échappée, et que l'on continue à entretenir la chaleur, il se sublime en cristaux, à la température à laquelle le verre s'amollit, un sel d'oxidule blanc, incolore, et il reste attaché au fond de la cornue, sous la forme de cristaux écailleux, un sel avec excès de base, vert-foncé, qui est en

partie soluble dans l'eau. Si l'on n'a point empêché l'accès de l'air, ce sublimé a une couleur d'or éclatante et contient un sel d'oxide. Le muriate d'oxidule de fer fondu absorbe avidement, d'après *Faraday*, le gaz ammoniaque, se gonfle et forme une poudre blanche, qui, lorsqu'elle est chauffée, restitue l'ammoniaque ; mais lorsqu'elle est frappée par l'humidité de l'air, elle se décompose ; il se forme de l'ammoniaque, l'oxidule de fer se sépare et passe à l'état d'oxide.

On peut aussi obtenir le muriate d'oxidule de fer libre d'eau, en dirigeant un courant de gaz acide muriatique sur du fer ardent ; il se dégage alors du gaz hydrogène, et un sel blanc se dépose en petits cristaux sur le fer, ou, quand la chaleur est très-forte, se sublime dans les parties plus froides de l'appareil.

Hydriodate d'oxidule de fer.

L'hydriodate d'oxidule de fer se dissout facilement dans l'eau ; la dissolution a une faible couleur verte et produit après l'évaporation un sel parfaitement semblable au muriate.

Phosphate d'oxidule de fer.

Le phosphate d'oxidule de fer est insoluble dans l'eau; on l'obtient en précipitant le sulfate d'oxidule de fer par un phosphate neutre.

Le précipité est blanc; mais il prend, à l'air, une couleur bleue qui devient bleu-foncé. Ce changement est dû à ce que l'oxidule de fer se transforme en *oxydum ferroso-ferricum*, et le sel devient un sel double de phosphate neutre d'oxidule de fer avec un sous-phosphate de fer oxidé. On a rencontré des minérais de ce sel; s'ils sont blancs quand on les trouve, ils prennent en peu de temps, à l'air, une couleur bleue; mais habituellement ils sont bleus et sous forme de poudre.

On a trouvé dans le règne minéral le sous-phosphate d'oxidule de fer cristallisé en cristaux bleuâtres et diaphanes. Le phosphate d'oxidule de fer se fond aisément et forme, après le refroidissement, une masse cristalline : au chalumeau, on ne peut pas le réduire en phosphure de fer sans addition de soude.

Carbonate d'oxidule de fer.

Le carbonate d'oxidule de fer est soluble en petite quantité dans l'eau; on l'obtient, soit en versant de l'eau contenant de l'acide carbonique sur de la limaille de fer, soit en précipitant des sels d'oxidules de fer par un carbonate d'un alcali: ce qui ne peut pas rester en dissolution dans le liquide, se précipite en une poudre volumineuse, blanche, tirant sur le vert. Il est décomposé à l'air, et s'y transforme en un sel soluble d'oxide et d'oxidule. Le carbonate d'oxidule de fer se rencontre dans le règne minéral, cristallisé en rhomboïdes semblables à ceux du carbonate de chaux: il est rarement blanc, mais le plus souvent jaune ou noir, et il contient quelquefois des carbonates de chaux, de manganèse et de magnésie. La plupart des eaux minérales ferrugineuses contiennent du carbonate d'oxidule de fer dissous dans un excès d'acide carbonique; les sources d'eaux minérales de la Suède en contiennent rarement deux grains par pinte.

Fluate d'oxidule de fer.

Le fluate d'oxidule de fer est insoluble dans l'eau ; il se précipite sous forme d'une poudre blanche qui ne se dissout que lentement dans un excès d'acide.

Borate d'oxidule de fer.

Le borate d'oxidule de fer est insoluble; on l'obtient en précipitant le sulfate d'oxidule de fer par le borax : une grande partie de l'acide s'en va par le lavage; en général, l'acide boracique manifeste une très-faible affinité pour les oxides du fer.

Séléniate d'oxidule de fer.

Le séléniate d'oxidule de fer s'obtient en mélangeant un séléniate neutre avec la dissolution d'un sel d'oxidule de fer. Il se précipite avec une couleur blanche, mais il acquiert à l'air un plus haut degré d'oxidation, et devient bientôt gris et enfin jaune. Si l'on verse dessus un acide plus actif, par exemple, de l'acide muriatique, il se dissout; mais l'oxidule de fer passe à l'état d'oxide aux dépens de l'acide sélénique, il y a du

sélénium de précipité, et l'on obtient dans la dissolution un mélange de muriate d'oxide de fer et d'acide sélénique libre. L'acide sélénique ne dissout point le fer ; ce métal s'y recouvre bientôt d'une petite pellicule de sélénium d'un aspect cuivreux, et toute action cesse.

Biséléniate d'oxidule de fer.

Le biséléniate d'oxidule de fer s'obtient en mélangeant un biséléniate à base alcaline avec un sel d'oxidule de fer; le liquide se trouble au bout de quelques instans, et une partie du sel tombe au fond du vase sous forme de poudre blanche. Il se dissout difficilement dans l'eau, et l'ébullition le décompose; il tombe au fond du vase une poudre brune, qui est un mélange de sélénium et de séléniate d'oxide de fer.

Arseniate d'oxidule de fer.

L'arseniate d'oxidule de fer se précipite sous la forme d'une poudre blanche, qui, abandonnée à l'air, devient foncée et prend enfin une couleur vert-sale ; l'oxidule se transforme alors en *oxydum ferroso-ferri-*

cum, et le sel devient un sel double semblable au phosphate correspondant.

On a trouvé près de Graul, dans le voisinage de Schwarzenberg, de l'arseniate neutre d'oxidule de fer avec de l'eau de cristallisation. Il formait de petits cristaux octaèdres réguliers, clairs et d'un vert bleu : on leur a donné le nom de *skorodit*. Lorsqu'on chauffe le sel neutre dans un appareil distillatoire, il prend une couleur gris-foncé; il se sublime de l'acide arsenieux, et l'oxidule de fer acquiert, aux dépens de l'acide arsenique, un plus haut degré d'oxidation. L'arseniate d'oxidule de fer est soluble en faible proportion dans l'ammoniaque caustique ; cette dissolution prend à l'air une couleur verte.

Arsenite d'oxidule de fer.

L'arsenite d'oxidule de fer est un précipité blanc, également soluble dans l'ammoniaque caustique.

Tungstate d'oxidule de fer.

Le tungstate d'oxidule de fer est insoluble.

Molybdate d'oxidule de fer.

Le molybdate d'oxidule de fer est insoluble dans l'eau ; sa couleur est brun-foncé, d'après *Scheele*. En faisant digérer du fer dans de l'acide molybdique, on obtient une dissolution bleue, qui est néanmoins en grande partie de l'acide molybdeux.

Chromate d'oxidule de fer.

Le chromate d'oxidule de fer ne peut se produire, parce que l'oxidule de fer a une plus grande affinité pour l'oxigène que l'acide chromique, et qu'il le réduit par conséquent de suite à l'état d'oxide de chrome.

Antimoniate et tellurate de fer oxidulé.

L'antimoniate et le tellurate de fer oxidulé sont deux précipités blancs, qui s'oxident davantage à l'air et y deviennent jaunes.

Titanate d'oxidule de fer.

Le titanate d'oxidule de fer est un minéral qu'on trouve dans le sable des volcans sous la forme de grains d'une couleur noir-de-charbon, fortement attirable à l'aimant,

et dont la cassure est vitreuse; on l'a aussi trouvé, mais très-rarement, sous la forme de cristaux gris-de-fer, ayant un éclat métallique, et il a reçu alors le nom de *crightonit.*

Silicate de fer.

L'oxidule de fer forme avec la silice deux combinaisons connues; le silicate, dans lequel les deux composans contiennent une égale proportion d'oxigène, se forme pendant l'affinage du fer et pendant la fonte du cuivre noir : il n'est point rare de l'obtenir cristallisé en cristaux gris, ayant un éclat métallique. Il est très-fusible; les acides le décomposent en laissant un résidu de silice gélatineuse.

Bisilicate de fer.

Le bisilicate se forme quelquefois dans les hauts-fourneaux; il s'y condense en paillettes verdâtres, parfois transparentes; il est difficile à fondre. Les acides le décomposent : il forme un des principaux composans du pyroxène vert-foncé, particulièrement du Hedenbergit de Tunaberg.

Acétate d'oxidule de fer.

L'acétate d'oxidule de fer s'obtient en dissolvant du sulfure de fer dans l'acide acéteux. Il se condense en petits cristaux prismatiques verts, qui se décomposent aisément à l'air.

Oxalate d'oxidule de fer.

L'oxalate d'oxidule de fer s'obtient par la dissolution du fer dans l'acide oxalique; il forme un sel, qui est tantôt acide, et tantôt neutre: le premier se condense en cristaux prismatiques verts, qui s'effleurissent dans un air sec; le dernier se précipite de la dissolution, suivant que l'acide oxalique se trouve saturé par le fer qui s'y dissout.

Tartrate d'oxidule de fer.

Le tartrate d'oxidule de fer se dissout difficilement dans l'eau et forme un sel blanc pulvérulent; on l'obtient en cristaux lamelleux, en versant une dissolution d'acide tartarique dans une dissolution chaude de sulfate d'oxidule de fer; le tartrate se condense alors pendant le refroidissement : il con-

tient, d'après *Bucholz*, 13 parties d'eau de cristallisation; il est soluble dans 426 parties d'eau froide et 402 d'eau bouillante.

Benzoate d'oxidule de fer.

Le benzoate d'oxidule de fer est soluble dans l'eau et dans l'alcool; il cristallise en cristaux jaunâtres qui s'effleurissent à l'air.

Succinate d'oxidule de fer.

Le succinate d'oxidule de fer est insoluble; il se précipite sous la forme d'une poudre vert-gris, qui s'oxide davantage à l'air : il se dissout en partie dans un excès d'acide succinique.

Gallate d'oxidule de fer.

Le gallate d'oxidule de fer paraît être incolore et en partie soluble dans l'eau; mais, exposé à l'air, il se précipite en formant un sel d'oxide noir.

Prussiate d'oxidule de fer.

Le prussiate d'oxidule de fer ou cyanure de fer s'obtient pur, d'après les essais de *Robiquet*, en versant sur du bleu de Prusse

récemment précipité et lavé, de l'eau qu'on a d'abord saturée de gaz hydrogène sulfuré et fait séjourner pendant quelques jours dans un vase bouché. Le gaz hydrogène sulfuré change la couleur bleue en blanc, et il se forme peu à peu de petits cristaux jaunes, qui, exposés à l'air, deviennent de suite bleus. Je n'ai cependant obtenu, en répétant cet essai, qu'une masse blanche, et il se trouva de l'acide prussique en dissolution dans le liquide : on obtient également le cyanure de fer en chauffant très-doucement dans un appareil distillatoire du prussiate d'ammoniaque ferrugineux, aussi long-temps qu'il se sublime encore du prussiate d'ammoniaque, après quoi le cyanure de fer reste sous la forme d'une poudre d'un jaune gris, qui devient verdâtre lorsqu'on ne s'est point garanti parfaitement du contact de l'air. Le cyanure de fer fabriqué ainsi peut se conserver sans se transformer en bleu de Prusse. La composition de ce cyanure, comme en général de tous les cyanures métalliques, est telle que, si le carbone et l'azote s'acidifiaient en s'oxidant, l'azote seul formerait avec l'oxidule de fer un sel neutre, et le carbone un bicarbo-

nate. Je renvoie au surplus, pour cet objet, à l'article des sels doubles, et particulièrement des doubles cyanures du fer.

L'oxidule de fer se combine aisément avec l'acide *sulfo-prussique* en faisant dissoudre le fer dans cet acide. Cette dissolution contient du sulfo-cyanure de fer, mais elle ressemble d'ailleurs parfaitement à toute autre dissolution d'un sel d'oxidule de fer : sa couleur, qui est vert-bleuâtre, devient rouge dans l'air; la dissolution dépose alors une ocre jaune et a tout-à-fait le même goût qu'une dissolution de vitriol de fer. A l'air, ce sel est toujours décomposé en un sel d'oxide, et l'on ne parvient à le condenser par l'évaporation que dans un espace vide d'air. On n'a point encore tenté d'obtenir cette combinaison sous une forme solide; on la produit également en chauffant doucement un mélange de soufre avec les cyanures doubles du fer et du potassium, jusqu'à ce que la masse commence à fondre; on la fait dissoudre dans l'eau, qui s'empare alors d'un mélange résultant de la combinaison de la potasse et de l'oxidule de fer avec cet acide,

ou, ce qui revient au même, d'un mélange des sulfo-cyanures de potassium et de fer.

Sels d'oxide de fer.

Les sels d'oxide se distinguent par une couleur jaune ou rouge, et par un goût âpre, astringent et peu sucré. Une grande partie d'entre eux sont insolubles dans l'eau, et quelques-uns ont une grande tendance à former des sels avec excès de base, de manière à n'être point complétement décomposés par les alcalis. Les prussiates ferrugineux les précipitent avec une belle couleur bleu-foncé, et la teinture de noix de galle, avec une couleur noire. Des dissolutions de ces sels, à l'état neutre, ont une couleur foncée d'un brun rouge, qu'un excès d'acide fait disparaître et devenir jaune-clair. Les alcalis les précipitent complétement avec une couleur brun-rouge. Les sels d'oxide neutres sont décomposés, quand on les fait bouillir dans beaucoup d'eau; il se précipite un sel avec excès de base, et le liquide retient un excès considérable d'acide.

Sulfate d'oxide de fer.

Pour obtenir le sulfate d'oxide de fer, il faut mêler le sel d'oxidule avec moitié autant d'acide sulfurique qu'il en contient d'abord, et chauffer ce mélange jusqu'à l'ébullition, en y ajoutant de petites portions d'acide nitrique, tant qu'il y a dégagement de gaz. On le produit aussi en versant de l'acide sulfurique concentré sur de l'oxide rouge-de-fer, tandis qu'on remue bien le mélange : la masse s'échauffe pendant cette opération ; on la met ensuite un peu sur le feu pour chasser l'excédant de l'acide. Ce sel se dissout dans l'eau avec une couleur rouge, et laisse, après l'évaporation, une masse saline déliquescente d'un jaune clair. Ce sel se dissout aisément dans l'alcool; le gaz hydrogène sulfuré le réduit à l'état de sel d'oxidule.

Bucholz, *Rink* et *Thénard* ont produit un sulfate acide par le mélange de 4 parties de sel neutre avec 1 partie d'acide sulfurique concentré; le sel acide se précipita de suite sous forme d'une poudre blanche, ou bien il cristallisa, au bout de quelque temps, en

cristaux réguliers, incolores, suivant qu
l'acide était plus ou moins affaibli.

Sous-sulfate d'oxide de fer.

Le sous-sulfate d'oxide de fer se forme
précipitant une dissolution de sel neutre p
un alcali caustique, avec la précaution de
point laisser toute la proportion de fer
séparer : on l'obtient encore en faisant o
der à l'air une dissolution de sulfate neu
d'oxidule de fer; il se précipite alors sous
forme d'une poudre jaune. Ce sel se déco
pose à la chaleur; il abandonne d'abord s
eau, puis également son acide, à la chale
rouge. L'acide s'y combine à six fois aut
de la base que dans le sel neutre; la b
contient par conséquent deux fois aut
d'oxigène que l'acide; l'eau contient la mê
proportion d'oxigène que la base.

Nitrate d'oxide de fer.

On obtient du nitrate d'oxide de fer
dissolvant, à chaud, du fer dans l'acide
trique ; il forme une masse saline br
rouge, soluble aisément dans l'eau et d
l'alcool, et qui attire l'humidité de l'air. U

us haute température le décompose en un
l avec excès de base, qui, par un degré de
aleur encore plus élevé, est détruit com-
étement et laisse de l'oxide de fer. *Vau-*
uelin, après avoir laissé en contact pen-
nt plusieurs mois des battitures de fer
ec de l'acide nitrique concentré, trouva
es cristaux incolores sous la forme de pris-
es rectangulaires à quatre faces ; ces cris-
ux se fondirent à l'air en un liquide brun-
ouge, dont ils furent précipités avec une
ouleur rouge par les alcalis.

Le sel avec excès de base s'obtient soit
n précipitant incomplétement du nitrate
'oxide de fer par un alcali, ou en faisant
ouillir une dissolution complétement neu-
re et affaiblie, ou enfin en faisant digérer
u nitrate de fer avec plus de fer qu'il n'en
eut dissoudre. Ce sel est gélatineux ; il est
n partie soluble dans de l'eau parfaitement
ure, en sorte qu'on ne peut pas le laver
ur le filtre ; car il forme alors un liquide
ouge qui filtre avec une lenteur extrême.
'acide nitrique paraît d'ailleurs susceptible
le former ce que nous appelons un sel avec
ur-excès de base, c'est-à-dire un sel dans

lequel il entre encore une plus grande proportion d'oxide; mais ce sel n'a pas encore été examiné en détail.

Lorsqu'on précipite une dissolution de nitrate d'oxide de fer par du carbonate de potasse en excès, le précipité se dissout encore dans l'alcali, et l'on obtient une dissolution rouge que l'on a coutume de nommer *teinture ferro-alcaline de Stahl.*

Muriate d'oxide de fer.

Le muriate d'oxide de fer s'obtient par la voie sèche, en dirigeant sur du fer chauffé modérément de l'acide muriatique sur-oxigéné ou chlore; il se sublime alors un sel rouge très-volatil. On obtient cet oxide par la voie humide en faisant digérer et dissoudre de l'oxide rouge-de-fer dans de l'acide muriatique concentré, ou bien en décomposant le sel d'oxidule avec moitié autant d'acide muriatique qu'il en contenait auparavant, après quoi on le chauffe jusqu'à l'ébullition, et on y ajoute de petites portions d'acide nitrique, tant qu'il se dégage quelque peu d'oxide d'azote. Évaporé jusqu'à consistance de sirop, il se condense pendant

le refroidissement en une masse saline, cristalline, rouge, qui attire avec la plus grande facilité l'humidité de l'air. Chauffé jusqu'au rouge dans des vases distillatoires, ce sel abandonne d'abord de l'acide muriatique liquide, contenant quelque peu d'oxide de fer, puis il se sublime un sel rouge, qui est un muriate d'oxide de fer neutre, dépouillé d'eau, et il reste dans la cornue un sel d'oxide avec excès de base à l'état de feuilles larges, brunes et brillantes. Le muriate d'oxide de fer est soluble également dans l'alcool et dans l'éther. Lorsqu'on secoue un mélange d'éther avec une dissolution concentrée de ce sel dans l'eau, l'éther s'empare d'une partie du sel de fer et devient jaune-d'or. La lumière du soleil lui fait perdre sa couleur, mais il la reprend à l'ombre. Cette dissolution est nommée dans les pharmacies *Æther martialis*.

On précipite le *muriate d'oxide de fer avec excès de base* en abandonnant à l'air une dissolution du sel d'oxidule, ou en précipitant incomplétement le sel d'oxide par de l'alcali caustique. Il est insoluble dans le liquide salin, mais il se dissout dans de l'eau

pure, en sorte qu'il ne peut pas être lavé sur le filtre, parce qu'il passe lentement à travers. Il est décomposé à une très-haute température; il se volatilise alors du sel d'oxide neutre et il reste de l'oxide rouge-de-fer.

Le *muriate d'oxide de fer oxigéné* s'obtient en dirigeant du chlore à travers un mélange d'eau et d'hydrate d'oxide de fer. L'hydrate est dissous, et l'on obtient un liquide rouge-jaune, qu'on n'a point soumis à un plus ample examen.

Iodate d'oxide de fer.

L'iodate d'oxide de fer se dissout dans l'eau avec une couleur rouge-jaune; il forme, dans les mêmes circonstances que le muriate d'oxide de fer, un sel avec excès de base, qui, par la distillation, donne de l'eau et de l'iode peroxidé. Le résidu qui reste dans la cornue, est un peu attirable à l'aimant.

L'*iodate oxigéné d'oxide de fer* est une poudre blanche, insoluble dans l'eau.

Phosphate d'oxide de fer.

Le phosphate d'oxide de fer s'obtient en précipitant la dissolution d'un sel d'oxide

par un phosphate. Le précipité est une poudre blanche, insoluble dans l'eau, et qui reste inaltérable quand on la sèche; mais, chauffée au rouge, cette poudre perd une partie d'eau et devient brune.

Elle se dissout aisément dans les acides; chauffée au chalumeau sur du charbon, elle se fond en une boule gris-de-cendre; à une plus haute température, et recouverte de flux, elle est réduite par le charbon en phosphure de fer. Ce sel se rencontre parfois dans des minérais de fer, qu'il rend vicieux, parce que dans le haut-fourneau il se réduit facilement en phosphure de fer, qui, en se combinant avec la fonte de fer, donne un fer forgé cassant à froid.

Les essais de *M. C. D. Af Uhr* ont fourni la preuve qu'un minérai de fer contenant du phosphate de chaux peut donner du fer en barres d'un bon usage, lorsqu'on prend des précautions particulières pendant la manipulation du fer et des dispositions convenables dans la préparation des minérais. Mais, si ce minérai contient en même temps du phosphate de fer, il devient impossible d'améliorer le fer qui en résulte: ce sel de fer

ne se rencontre point dans le minérai même, mais dans sa gangue. On peut par conséquent en débarrasser complétement le minérai, et l'en séparer au moyen de l'aimant. Si l'on réduit la gangue en poudre fine, qu'on la fasse digérer pendant quelques jours, à une température de +20°, avec de l'acide nitrique pur, étendu de 30 à 40 parties de son poids d'eau, qu'on fasse évaporer la dissolution jusqu'à siccité, ou jusqu'à ce que l'acide libre soit expulsé, on obtient un résidu blanc, gélatineux, dont les nitrates terreux se dissolvent dans l'eau en laissant le phosphate d'oxide de chaux sous la forme d'une poudre blanche. Ce sel est alors habituellement mêlé à quelque peu de silice, mais on peut l'en débarrasser en le faisant dissoudre dans l'acide nitrique.

Le *phosphate d'oxide de fer avec excès de base* s'obtient en faisant digérer le sel neutre avec de la potasse caustique; il reste une poudre rouge, semblable à l'oxide de fer, et qu'une addition d'alcali n'altère plus.

Carbonate d'oxide de fer.

Il n'existe point de carbonate d'oxide de fer.

Chaque carbonate de fer jaune qu'on fait rougir dans un appareil distillatoire, donne un oxide foncé, attirable à l'aimant, et qui doit être par conséquent un sel double d'oxide et d'oxidule.

Fluate d'oxide de fer.

Le fluate d'oxide de fer se dissout aisément, et forme, en séchant, une gelée brun-rouge.

Borate d'oxide de fer.

Le borate d'oxide de fer est une poudre jaunâtre, insoluble, qui au feu devient brune, et à une température plus élevée se fond en un verre.

Séléniate d'oxide de fer.

Le séléniate d'oxide de fer, qu'on obtient par une double décomposition, est une poudre blanche, qui, en séchant, devient jaunâtre. Lorsqu'on la chauffe, elle abandonne d'abord de l'eau, et devient rouge; à une température plus élevée l'acide s'échappe et l'oxide reste à l'état de pureté.

Le *bisélèniate* s'obtient en faisant dissoudre du fer dans un mélange d'acide sélénique et d'acide nitrique, sans cependant

saturer complétement l'acide. Le biséléniate se dépose alors pendant le refroidissement contre les parois du vase, sous la forme de cristaux irréguliers, lamelleux, et de couleur pistache.

Le *séléniate d'oxide de fer avec excès de base* se forme en traitant un des sels précédens par l'ammoniaque caustique. C'est une poudre jaune qui, de même que le muriate avec excès de base, passe à travers le filtre pendant le lavage.

Arseniate d'oxide de fer.

L'arseniate d'oxide de fer est une poudre blanche, insoluble, qui, lorsqu'on la chauffe, perd 17,68 pour cent d'eau, et devient rouge: l'eau y contient deux fois autant d'oxigène que la base. Lorsque cette poudre commence à rougir au feu, il se manifeste une légère déflagration, et elle prend alors une couleur plus faible, simplement jaunâtre. Ce sel est soluble dans les acides; il se dissout également dès qu'on y verse, lorsqu'il est encore mouillé, de l'ammoniaque caustique. Mais quand il est sec, il faut qu'on l'y laisse digérer, pour que la dissolution ait lieu.

Cette dissolution est rouge et transparente. Abandonnée à elle-même dans un endroit tiède, l'ammoniaque s'évapore, sans que cependant le sel de fer se précipite; mais le liquide, qui est alors inodore, conserve sa transparence et se dessèche enfin en une masse fendillée, translucide, et d'une couleur rouge de rubis. Cette masse est un sel double avec excès de base. L'eau la décompose en partie, mais l'ammoniaque la dissout. Distillée à sec, elle donne de l'eau, du gaz ammoniaque, et enfin de l'acide arsenieux; il reste dans la cornue une masse verte.

L'*arseniate d'oxide de fer avec excès de base* s'obtient en oxidant le sel neutre d'oxidule avec de l'acide nitrique, et faisant évaporer l'acide ou précipiter le liquide par l'ammoniaque. L'acide y prend une fois et demie autant de base que dans le sel neutre. Ce sel n'est point dissous ni décomposé par l'ammoniaque. En le traitant par la potasse caustique, on obtient un sel avec un plus grand excès de base, dont on ne peut plus retirer l'acide par une nouvelle addition de potasse. A en juger par son aspect, ce sel est semblable à l'oxide de fer précipité par un

alkali : il contient 13,4 pour cent d'eau, dont la proportion d'oxigène est la moitié de celle qui se trouve dans l'oxide de fer, 7 pour cent d'acide, et 79,6 pour cent d'oxide de fer contenant dix fois plus d'oxigène que l'acide. On pourrait peut-être l'envisager comme une combinaison d'hydrate d'oxide de fer avec de l'arseniate d'oxide de fer avec surexcès de base. Lorsqu'on chauffe ce sel jusqu'à ce qu'il commence à rougir, il se produit une très-vive déflagration, semblable à celle qui est manifestée dans les mêmes circonstances par l'oxide de fer, l'oxide de chrome, et plusieurs autres. On n'a pas d'autre moyen, pour séparer de l'oxide de fer l'acide arsenique, aussi bien que l'acide phosphorique, que de dissoudre les arseniates ou les phosphates, et de précipiter cette dissolution en la versant goutte à goutte dans de l'hydrosulfate d'un alcali; le fer se sépare alors à l'état de sulfure de fer, et les acides restent dans le liquide. On rencontre encore dans le règne minéral un arseniate d'oxide de fer avec excès de base, cristallisé en cubes, ce qui lui a fait donner le nom de *Würfelerz*. Il est vert et contient de l'eau de cristallisa-

tion ; sa composition est telle que l'acide, la base et l'eau, y contiennent la même proportion d'oxigène.

Molybdate d'oxide de fer.

Le molybdate d'oxide de fer forme un précipité brun ou jaune-citron foncé, qui est décomposé par la potasse caustique.

Chromate d'oxide de fer.

Le chromate d'oxide de fer est une poudre d'un brun rouge, insoluble dans l'eau, et soluble dans les acides concentrés.

Antimoniate et Tellurate d'oxide de fer.

L'antimoniate et le tellurate d'oxide de fer sont jaune-clair et insolubles.

Acétate d'oxide de fer.

L'acétate d'oxide de fer s'obtient en dissolvant de l'hydrate d'oxide de fer dans du vinaigre, ou en précipitant le sulfate d'oxide de fer avec l'acétate de plomb. Ce sel forme une dissolution rouge, qui, par l'évaporation, se transforme en une gelée brune, déliquescente ; il abandonne volontiers son

oxide de fer, et on l'emploie par cette raison dans les fabriques d'indiennes. On se sert, pour l'y préparer, du vinaigre provenant de la distillation du bois. On fait dissoudre le fer à peu près jusqu'au point de saturation, et on laisse ensuite la dissolution s'oxider à l'air. L'acétate d'oxide de fer se dissout dans l'éther acéteux. Cette dissolution, mêlée avec de l'alcool, était usitée autrefois dans la médecine.

L'*acétate d'oxide de fer avec excès de base*, est une poudre jaune, insoluble, qui se précipite du sel d'oxidule neutre, lorsqu'il est oxidé à l'air.

Oxalate d'oxide de fer.

L'oxalate d'oxide de fer est une poudre jaune, difficile à dissoudre, que l'on obtient en précipitant un sel d'oxide de fer par un oxalate. Il tombe très-lentement au fond du vase, et une partie du sel reste dans la dissolution. Un excès de l'acide oxalique doit le rendre encore plus soluble, en sorte qu'on peut alors l'obtenir cristallisé en petits prismes d'un jaune vert.

Tartrate d'oxide de fer.

Le tartrate d'oxide de fer se dissout facilement, et se condense, en séchant, en une gelée brune. Il est précipité imparfaitement par un alcali caustique, et il donne alors un sel avec excès de base; mais il reste tout-à-fait inaltérable lorsqu'il possède un excès suffisant d'acide, pour former avec l'alcali un sel double. Ainsi l'oxide de fer ne peut être précipité de ses dissolutions dans l'acide tartarique que par un prussiate de potasse ou de soude, et par un hydrosulfate des mêmes alcalis.

Citrate d'oxide de fer.

Le citrate d'oxide de fer est une masse saline d'un brun rouge, facile à dissoudre.

Malate d'oxide de fer.

Le malate d'oxide de fer est une masse semblable à de la matière extractive, d'un brun rouge, soluble dans l'eau et dans l'alcool, et qui attire l'humidité de l'air. Si la base est prépondérante, ce sel forme une ocre jaune qui est insoluble dans l'eau.

Gallate d'oxide de fer.

Le gallate d'oxide de fer est noir, insoluble, et forme un des principes composans de l'encre. L'orsqu'on verse de l'acide gallique dans une très-faible dissolution de fer, cette dernière devient rouge-pourpre; cette couleur est violette quand la dissolution est plus concentrée, et noire comme de l'encre lorsqu'elle est bien saturée. Les alcalis et les acides décomposent ce sel.

Benzoate d'oxide de fer.

Le benzoate d'oxide de fer est une poudre volumineuse d'un rouge pâle ; elle est insoluble. Suivant *Hisinger*, ce sel est décomposé dans l'eau bouillante en un sel acide soluble, et il reste un sel avec excès de base.

Comme l'acide benzoïque forme avec les terres et avec les oxides de manganèse, de nickel et de cobalt, des sels aisément solubles, on se sert de cette propriété dans les analyses pour précipiter avec des benzoates l'oxide de fer de ses dissolutions neutres. Il faut, pour cela, que le fer soit complétement oxidé, et que l'acide ne prédomine point dans la dissolution. C'est dans ce but

qu'on a soin de l'y neutraliser aussi exactement qu'il est possible, au moyen de l'ammoniaque caustique : l'alcali ne doit pas non plus prédominer dans le benzoate; car, dans ce cas, le résultat devient faux.

Succinate d'oxide de fer.

Le succinate d'oxide de fer est une poudre rouge-foncé, insoluble. On se sert de l'insolubilité de ce sel, avec la même précaution que pour le précédent, pour séparer l'oxide de fer de l'oxidule de manganèse. L'acide succinique est préférable, à cet effet, parce que la combinaison est alors moins volumineuse, et peut plus facilement que le benzoate, qui contient une si grande quantité de carbone, passer à l'état d'oxide rouge. Si la dissolution dont on précipite le succinate d'oxide de fer n'est point complétement saturée, le succinate d'oxide de fer est bien, à la vérité, précipité, mais il se redissout pendant le lavage.

Mellate d'oxide de fer.

Le mellate d'oxide de fer est une poudre jaune-isabelle, qui ne se dissout point dans l'eau, mais qui est facilement absorbée par l'acide muriatique.

Prussiate d'oxide de fer (c'est-à-dire le cyanure de fer correspondant).

Le prussiate d'oxide de fer n'a pas encore été trouvé dans un état d'isolement. Il sera fait mention ultérieurement de sa combinaison avec le prussiate d'oxidule de fer et avec quelques autres cyanures métalliques.

L'oxide de fer paraît susceptible de se combiner avec le *sulfure de carbone.*

Lorsqu'on mélange du sulfure de carbone dissous dans du sous-sulfure de potassium avec une dissolution d'un sel d'oxide de fer, on obtient un précipité qui a une couleur rouge un peu plus foncée que celle de l'oxide de fer, et qui a quelque analogie avec la *terra umbra.* On l'obtient également en secouant de l'hydrate d'oxide de fer mouillé avec une dissolution de sulfure de carbone. Le précipité est soluble dans un excès du réactif, ce qui donne lieu à un liquide rouge-brun si foncé qu'il en devient opaque. En en laissant tomber quelques gouttes dans un verre d'eau, elles donnent au liquide une couleur de vin rouge. Cette couleur passe peu à peu au vert de sulfure

de fer, et il se précipite enfin une poudre blanche. L'acide muriatique concentré décompose difficilement cette combinaison ; l'oxide de fer se dissout, et il s'évapore du sulfure de carbone avec l'odeur qui lui est propre. Il est difficile de dire comment on doit considérer cette combinaison, parce que, à en juger par ce que nous savons sur la nature de la combinaison du sulfure de carbone avec de l'alcali, celle dont il s'agit ne peut être considérée comme une simple combinaison de sulfure de carbone avec de l'oxide de fer.

Sulfo-prussiate d'oxide de fer (c'est-à-dire le sulfo-cyanure de fer correspondant).

L'oxide de fer se combine avec tant d'avidité à l'acide sulfo-cyanique que, par exemple, lorsqu'on filtre l'acide à travers du papier, il s'empare souvent des traces d'oxide de fer que le papier peut encore contenir, et se colore en rouge. Cette combinaison est rouge, et la couleur en est si intense, que les traces les plus imperceptibles produisent une couleur rouge très-remarquable. Cet acide est aussi, par

cela même, un des réactifs les plus sensibles pour le fer, quoiqu'il forme avec l'oxidule un sel sans couleur, mais que l'air oxide très-aisément.

La méthode la plus facile pour former ce sel, consiste à verser de l'acide sulfo-prussique sur de l'oxide de fer récemment précipité, et de faire ensuite évaporer la dissolution; on obtient ainsi une masse rouge déliquescente : ce sel est aussi soluble dans l'alcool. Un acide plus actif, mis en excès, change la couleur rouge en jaune; une addition de muriate d'oxide d'or produit le même effet. D'après les essais de *Grotthuss*, une dissolution de ce sel perd sa couleur et devient claire comme de l'eau, lorsqu'elle est frappée par les rayons du soleil qui, après avoir traversé le verre, pénètrent dans le liquide; mais elle conserve sa couleur, ou elle la reprend, quand les rayons passent simplement de l'air dans le liquide; de sorte qu'en exposant directement aux rayons du soleil un verre cylindrique contenant cette dissolution affaiblie jusqu'à un certain point, elle perd sa couleur depuis le matin de bonne heure, jusqu'à onze heures avant midi; et

lorsqu'ensuite les rayons commencent à frapper la surface du liquide en contact avec l'air, il reprend peu à peu sa couleur, et c'est entre une et deux heures que cet effet est le plus prononcé. *Grotthuss* n'a point annoncé celui que produit le soleil couchant. Il trouva postérieurement que cette décoloration du sel est produite avec le plus de promptitude et de facilité par les rayons verts, et il conclut de ces expériences et de quelques autres, que les rayons du soleil décolorent principalement les couleurs qui ont leurs couleurs complémentaires dans le spectre solaire. L'oxide de fer forme avec ce qu'on nomme l'acide chloro-prussique un précipité vert, qui est néanmoins de peu de durée.

Sels doubles.

Les oxides de fer ont une grande tendance à former, tant entre eux qu'avec différentes autres bases, des sels doubles. On ne connaît suffisamment qu'une petite partie de ces sels, dont plusieurs sont d'une grande importance sous les rapports scientifiques et par leurs usages techniques.

Sels doubles des deux oxides.

Les oxides y sont ordinairement combinés comme dans le fer oxidé et oxidulé [1]; nous ne connaissons jusqu'ici qu'un petit nombre de ces sels.

Le *sulfate* s'obtient en exposant le sel d'oxidule neutre à l'influence de l'air aussi longtemps qu'il se forme de l'ocre; on a alors une dissolution d'un jaune-rouge foncé; elle ne cristallise plus après l'évaporation, mais forme une masse siropeuse d'un brun foncé, que l'alcali caustique précipite en noir sans aucun mélange de vert ni de rouge : cette circonstance est caractéristique pour cette classe de sels de fer. Si l'on fait digérer ce précipité dans des vases clos avec un excès de sel, l'oxidule est absorbé, et il se forme un hydrate d'oxide qui prend une couleur jaune. On a trouvé dans la mine de cuivre de Fahlun, près du puits Hisjo-Säukning, sous la forme de grandes stalactites, un sel rouge, composé de petits cristaux transpa-

1 C'est la mine de fer magnétique et que la nomenclature française désigne sous le nom de *fer oxidulé*. (*Note du Traducteur.*)

rens et mélangé mécaniquement avec du sulfate de magnésie. En analysant ce sel, je trouvai qu'il avait pour base du fer oxidé et oxidulé; mais que l'acide sulfurique n'y était point en quantité suffisante pour former un sel neutre : cet acide ne contenait que deux fois autant d'oxigène que la base composée; néanmoins ce sel était soluble dans l'eau. Il contient aussi de l'eau de cristallisation, qui a trois fois plus d'oxigène que l'eau contenue dans la base.

On obtient un *carbonate double* en exposant à l'air l'oxidule de fer préparé par la voie humide, aussi long-temps qu'il absorbe de l'oxigène; il faut avoir soin de l'humecter de nouveau dès qu'il devient sec : il prend alors une couleur jaune, se dissout avec effervescence dans les acides, et forme un oxide magnétique, lorsqu'on l'expose dans des vases clos à la chaleur rouge. Ce sel se rencontre, mélangé avec l'hydrate, dans le minérai qu'on trouve dans des terrains marécageux.

On obtient un *iodate* en faisant évaporer presque jusqu'à siccité de l'iodate neutre d'oxidule de fer; il se dégage à la fin du super-

oxide sous forme de vapeurs, et il reste une masse saline rouge, qui se dissout dans l'eau en la colorant en brun foncé, et qui est précipitée en noir par l'ammoniaque caustique.

On obtient un *tartrate* en précipitant le sulfate par du tartrate de potasse. Ce sel forme, d'après *Buchholz*, une poudre d'un jaune brun : il se dissout dans 384 parties d'eau froide et 320 d'eau bouillante. Il contient de l'eau qui lui est unie chimiquement, et dont la proportion d'oxigène est la moitié de celle contenue dans la base.

Les sels doubles des *acides arsenique* et *phosphorique* se forment, quand les sels neutres d'oxidule ont occasion de s'oxider à l'air : il en a été fait mention à l'article de ces derniers sels, et j'y renvoie.

Je parlerai plus bas de la combinaison de l'*acide prussique*, à l'occasion des doubles cyanures.

Sels doubles avec d'autres bases.

Le *sulfate d'oxide de fer* forme, d'après *Mitscherlich*, des sels doubles avec le *sulfate de potasse* et le *sulfate d'ammoniaque*. Leur aspect, la forme de leurs cristaux,

et leur composition, sont parfaitement identiques à ceux des sels correspondans formés avec l'alumine; aussi ne peut-on, sans un examen chimique, les distinguer de l'alun. C'est cette concordance dans la forme et dans les proportions avec l'alun, qui rend ce corps si facile à se combiner avec le fer; car l'alun ferrugineux, s'il m'est permis de le nommer ainsi, par la similitude de sa forme avec le véritable alun, fait partie intégrante des cristaux de ce dernier.

Le *sulfate d'oxidule de fer* forme, d'après le même chimiste, avec le *sulfate de potasse* et le *sulfate d'ammoniaque*, des sels doubles, cristallisables, d'une couleur vert-bleu pâle. Ces sels ressemblent, quant à la forme et à la composition, aux sels doubles résultant de la combinaison de ces sels alcalins avec l'oxide de zinc, la magnésie, l'oxide de nickel, l'oxide de cuivre, et quelques autres. Les cristaux du sel de potasse et du sel d'ammoniaque ont la même forme, mais l'eau de cristallisation du premier contient six fois, et celle du second sept fois autant d'oxigène qu'il y en a dans chacune des bases.

On obtient du *tartrate de potasse* et du

tartrate d'oxidule de fer, en faisant cuire du tartrate acide de potasse avec la moitié de son poids de limailles de fer et autant d'eau, jusqu'à ce que la masse ait la consistance d'une bouillie. Le fer s'oxide avec dégagement d'hydrogène, et l'on obtient un sel blanc, pulvérulent, qui se dissout difficilement dans l'eau, et qui, par son oxidation à l'air, se transforme peu à peu en un sel d'oxide, et devient noir. On décante l'épaisse masse saline qu'on a obtenue, pour la séparer du fer qui ne s'est point dissous, et on la fait évaporer jusqu'à ce qu'on puisse en faire des boules qui, étant séchées, sont connues dans les pharmacies sous les noms de *globuli martiales* ou *tartarus martialis*. Quand ce sel est immergé dans l'eau, et abandonné à l'action de l'air pendant un certain temps, l'oxidule passe peu à peu à l'état d'oxide, et le sel double d'oxide se dissout dans l'eau avec une couleur rouge. En faisant évaporer cette dissolution, on obtient une masse d'une consistance siropeuse, non cristallisable, et qui se dissout assez facilement dans l'alcool. Le sel double d'acide tartarique avec la potasse et l'oxide de fer, ainsi que je l'ai déjà indiqué, n'est

point précipité par les alcalis ni par les terres, ce qui fait qu'il retient plus fortement que d'autres sels de fer, la proportion de fer qu'il contient. Cette propriété est de la plus grande importance pour la teinture au moyen de sels de fer : c'est par cette raison que, pour produire ce sel, on mélange le plus souvent du sulfate de fer avec du *cremor tartari* ou *tartre*, et l'on a l'expérience que, sans ce mélange, la couleur ne prend pas une teinte uniforme.

L'*oxalate acide de potasse* forme un sel double avec l'oxidule de fer aussi bien qu'avec l'oxide. Le sel d'oxide cristallise en beaux cristaux prismatiques vert-pomme, dont on peut séparer l'oxide de fer au moyen d'un alcali caustique.

La plupart des sels d'oxidule et d'oxide forment avec l'ammoniaque des combinaisons doubles, dont on n'a encore examiné qu'un très-petit nombre.

L'*acide sulfurique*, indépendamment des sels neutres doubles qu'il forme avec chacun des deux degrés d'oxidation du fer, et dont il a été parlé plus haut, se combine avec l'oxide en un sel avec excès de base. J'ai

obtenu ce sel en faisant dissoudre du fer dans un mélange d'acide sulfurique affaibli avec un peu d'acide nitrique, et laissant s'oxider à l'air cette dissolution neutralisée, ce qui lui fit déposer de l'ocre. Cette ocre a l'aspect du sel simple d'oxidule avec excès de base; mais il s'en distingue en cela qu'il est presque insoluble dans l'acide muriatique concentré, et qu'il n'est point décomposé par un alcali caustique. Sa distillation donne d'abord de l'eau et de l'ammoniaque, puis de l'acide sulfureux. On conçoit aisément que la proportion d'ammoniaque contenue dans ce sel, provient de la décomposition réciproque de l'eau et de l'acide nitrique.

On obtient une combinaison de *muriate d'ammoniaque* et de *muriate d'oxidule de fer* en faisant bouillir ou distiller une dissolution d'ammoniaque avec de la limaille de fer. Ce sel n'est point décomposé par l'ammoniaque caustique.

La combinaison du *muriate d'ammoniaque* et du *muriate d'oxide de fer* se forme en mélangeant une dissolution de muriate d'oxide de fer avec une dissolution de muriate d'ammoniaque, et faisant évaporer ce

mélange jusqu'à ce qu'il cristallise. Les cristaux sont cubiques et d'une belle couleur rouge de rubis; ils contiennent à peine, malgré la vivacité de leur couleur, un et trois quarts pour cent d'oxide de fer : par des dissolutions et des cristallisations réitérées, ils donnent du muriate d'ammoniaque pur, et la faible proportion de fer qu'ils contiennent reste dans la dissolution. Ce sel paraît donc être non un sel double, mais plutôt une cristallisation réciproque de deux sels, puisque le fer qu'il contient varie constamment, suivant que la proportion de muriate d'oxide de fer contenue dans l'eau-mère est plus ou moins considérable.

On prépare dans les pharmacies avec du sel ammoniac et de la limaille de fer un sel jaune, qu'on humecte d'abord et qu'on expose ensuite pendant quelques jours à l'action de l'air; quand il est sec, on le sublime dans une cornue de verre. Ce sel contient en majeure partie un double sel d'oxidule de fer, mais en même temps aussi une portion d'oxide de fer acide, qui lui communique cette couleur jaune. On le nomme *sal ammoniacum martiale.*

Le *sulfate de magnésie* et le *sulfate d'oxidule de fer* se combinent entre eux, et forment des cristaux prismatiques presque incolores. Il en est de même du *sulfate d'oxide de zinc* et du *sulfate d'oxidule de fer.*

La combinaison de *sulfate d'oxidule de manganèse* et de *sulfate d'oxidule de fer* a l'aspect du sel de manganèse; mais il est plus difficile à dissoudre dans l'eau, il cristallise plus aisément, tombe en efflorescence dans un air sec, et se fond à une très-faible température dans son eau de cristallisation. Si on l'expose à l'air, il se sépare de sa dissolution un sel d'oxide de fer avec excès de base, tandis que l'oxidule de fer passe à l'état d'oxide : la dissolution prend alors une couleur plus foncée.

Ces sels composés ne doivent cependant pas être envisagés comme des sels doubles; ils sont simplement cristallisés ensemble, et les bases peuvent s'y trouver dans toutes les proportions possibles. *Beudant* avait trouvé que plusieurs sulfates métalliques qui n'ont point la forme du sulfate de fer, peuvent cristalliser avec ce sel en quantités considérables, et prennent alors la forme propre à

celui-ci. Les minéralogistes français, pour expliquer ce phénomène, prétendent qu'un corps doué d'une forte tendance à la cristallisation, peut en forcer un autre qui n'a cette propriété qu'à un degré inférieur, à adopter sa forme. Mais *Mitscherlich* a démontré que cette explication n'est point exacte; il a découvert que plusieurs corps, qu'il nomme *isomorphes*, adoptent, en cristallisant, cette même forme, et conservent cette concordance de forme lors même qu'ils sont combinés avec des quantités proportionnelles de corps ayant une plus grande tendance à cristalliser. Il trouva, par exemple, que la magnésie, l'oxide de zinc, l'oxidule de manganèse, l'oxidule de fer, l'oxide de cuivre, l'oxide de kobalt et l'oxide de nickel sont isomorphes; et que, par conséquent, toutes leurs combinaisons avec des quantités proportionnelles dudit corps prennent, en cristallisant, des formes pareilles. Les sulfates de ces corps, combinés avec de l'eau de cristallisation, n'ont pas une même forme de cristaux, parce que plusieurs d'entre eux ne contiennent pas des quantités proportionnelles d'eau; mais lorsqu'on les mélange entre eux, ils

les transforme en prussiates, ou qu'au moins, lorsque la décomposition de l'eau a lieu, ce liquide se reforme avec une si grande facilité, qu'il peut être indifférent, sous le point de vue théorique de cette explication, d'admettre ou non l'existence de prussiates. Comme la présence de ces doubles cyanures anhydres est prouvée, mais qu'aucune circonstance ne peut éclaircir complétement, si, lors de leur dissolution dans l'eau, il y a décomposition d'une partie quelconque de ce liquide et formation de prussiates, je ne les considérerai ici que comme des cyanures qui, sans oxidation de leurs radicaux, peuvent être combinés avec l'eau. Je fais en même temps la remarque que les résultats seront encore tout-à-fait les mêmes, dans l'hypothèse que ces cyanures sont alors transformés en prussiates. Au total, les dénominations de cyanure et de prussiate reviennent tout-à-fait au même, et elles ne se distinguent que sous un rapport théorique, qui est sans aucune influence sur les phénomènes, et qui ne saurait être démontré par les faits.

Cette classe de doubles cyanures présente quelques propriétés générales, que je veux

indiquer avant de mentionner chacun d'eux en particulier : leur composition est telle que, lorsqu'ils sont transformés en prussiates, l'oxidule de fer prend toujours moitié autant d'oxigène que l'autre base, et dans le double cyanure le fer prend moitié autant de cyanogène que l'autre métal. Ceux qui sont formés par les radicaux des alcalis et des terres alcalines, sont solubles dans l'eau, cristallisables, et perdent, dans un endroit chaud ou dans le vide, toute leur eau. Au contraire, ceux qui sont formés par les radicaux des terres et des métaux proprement dits, sont pour la plupart insolubles, et n'abandonnent pas toute leur eau avant d'être décomposés par la chaleur. On pourrait, par conséquent, envisager ceux-ci plutôt que les premiers comme des prussiates. Les premiers ne sont décomposés que lentement par la distillation; il se dégage du gaz azote, le cyanure de fer est décomposé, et laisse le quadricarburétum du fer, tandis que l'autre cyanure reste intact. Les doubles cyanures formés avec les métaux communs, sont décomposés par la distillation, et donnent des doubles carburéta de ces métaux, en

manifestant la déflagration mentionnée précédemment. Cette décomposition a lieu pour les doubles cyanures formés avec les métaux nobles, de manière que tout le cyanogène s'échappe sans être décomposé, et que le métal noble reste mélangé mécaniquement avec le quadricarburétum du fer.

Dans ces combinaisons le cyanure de fer n'est décomposé ni par les alcalis, ni par l'hydrogène sulfuré; en un mot, la présence du fer dans ces combinaisons ne peut être constatée par aucun autre réactif que ceux qui, par l'oxidation des bases, détruisent le double cyanure. Les doubles cyanures solubles sont décomposés par les acides concentrés, surtout à l'aide de la chaleur; il se précipite du cyanure de fer sous la forme d'une poudre blanche, qui à l'air devient bleue, et il se dégage de l'acide prussique. Les doubles cyanures insolubles résistent au contraire beaucoup mieux à l'action décomposante des acides; le plus grand nombre d'entre eux se dissolvent, sans décomposition, dans l'acide sulfurique concentré, et tous se combinent avec cet acide, lors même qu'ils ne s'y dissolvent point, en perdant leur cou-

leur et en se gonflant en une masse semblable à la colle d'amidon. La dissolution est incolore, et lorsqu'on l'abandonne à l'air libre, une combinaison du cyanure avec l'acide sulfurique se cristallise à proportion que le dissolvant attire l'humidité de l'air. On peut obtenir cette combinaison isolément, en déposant la masse sur une brique, qui absorbe alors l'acide avec lequel elle est en contact. Il faut considérer ces combinaisons, soit comme des combinaisons de l'acide avec les cyanures, dans lesquelles le cyanogène occupe la place de l'oxigène près des métaux; ou bien, comme des sels acides de deux bases avec les acides sulfurique et prussique. On ne peut point décider laquelle de ces manières de voir est la véritable. Quand on mélange ces dissolutions dans l'acide sulfurique avec une plus grande quantité d'eau, le double-cyanure se sépare sans se combiner avec l'acide sulfurique, et il est décomposé, s'il est soluble; ou, s'il est insoluble, il est précipité avec sa couleur originaire et ses caractères primitifs. Quand on chauffe la dissolution dans l'acide sulfurique, elle est décomposée; les bases se com-

binent à l'état d'oxides avec l'acide sulfurique; il se dégage du gaz acide carbonique, du gaz acide sulfureux et du gaz azote; et l'acide contient alors beaucoup d'ammoniaque, formée par l'azote du cyanogène et par l'hydrogène de l'eau. En continuant de chauffer, le sel ammoniac se décompose aussi, et l'on obtient du gaz acide sulfureux et du gaz azote.

Je vais maintenant décrire les plus remarquables de ces doubles cyanures.

Ferro-cyanure de potassium.

a) *Avec le potassium; ferro-cyanure de potassium, prussiate de potasse ferrugineux.* On obtient ce sel en faisant bouillir du bleu de Prusse pur, réduit en poudre fine, avec une dissolution de potasse caustique, du carbonate ou du carbonate acide de potasse. Le bleu de Prusse, qu'on peut regarder comme un composé de prussiate d'oxidule de fer et de prussiate d'oxide de fer, est alors décomposé de telle manière que l'oxide de fer devient libre, et que les autres principes constituans sont absorbés par l'alcali; on ajoute, pendant la cuisson, par petites

quantités, du bleu de Prusse réduit en poudre fine, jusqu'à ce que celui que l'on y ajoute le dernier, ne soit pas attaqué après quelques instans de cuisson : l'alcali est alors saturé; on fait évaporer la dissolution à une chaleur modérée, et le ferro-cyanure de potassium cristallise en grandes tables rectangulaires, d'une belle couleur jaune-citron. Si cette couleur n'est point nette, on peut, après lui avoir fait perdre son eau de cristallisation par la chaleur, chauffer le sel dans une cornue jusqu'à ce qu'il se fonde, ce qui détruit les principes colorans étrangers. Quand le sel contient un excès d'alcali, on peut saturer celui-ci avec du vinaigre distillé, et précipiter le cyanure par l'alcool, soit immédiatement, soit après une évaporation préalable. Le précipité forme des écailles brillantes d'un jaune clair. La pureté de ce sel est ordinairement troublée par du sulfate de potasse; et il faut l'en séparer au moyen de l'acétate de baryte; on extrait ensuite l'acétate de potasse à l'aide de l'alcool. Conservé dans un lieu tiède, ou dans le vide, à la température ordinaire de l'air, ce sel perd son eau de cristallisation;

mais il conserve sa forme et sa cohésion. Cette eau forme les 12,82 pour cent du poids de ce sel : cette proportion est précisément suffisante pour oxider les métaux en les faisant passer à l'état d'oxidule de fer et de potasse, et pour transformer le cyanogène en acide prussique. Ce sel contient 12,85 pour cent de fer = 16,58 d'oxidule de fer, 37,11 pour cent de potassium = 44,66 de potasse et 37,22 pour cent de cyanogène = 38,64 d'acide prussique.

A la chaleur nécessaire pour fondre le verre, ce sel commence à se décomposer avec dégagement de gaz azote, mais sa décomposition est lente et difficile. Elle a lieu plus aisément à une température beaucoup plus élevée; mais même lorsqu'on cherche à calciner ce sel dans un creuset et dans un feu ouvert, il est difficile de le transformer en potasse et en oxide de fer; parce que, dès que le cyanure de fer est détruit, le cyanure de potassium résiste long-temps à la décomposition. Lorsqu'on mêle une dissolution de ce double cyanure avec du muriate d'oxide de mercure, et qu'on laisse digérer ce mélange, le potassium et le fer se com-

binent avec le chlore ou, à l'état d'oxides, avec l'acide muriatique; il se dissout dans le liquide du cyanure de mercure, et il se précipite de l'oxide de fer. En faisant digérer du ferro-cyanure de potassium avec de l'oxide de mercure, les métaux s'oxident aux dépens de ce dernier; le liquide contient du cyanure de mercure et de la potasse caustique, et l'oxide de fer s'en trouve séparé. Si l'on considérait la dissolution comme contenant des prussiates, ce serait l'hydrogène de l'acide prussique qui réduirait l'oxide de mercure, rendrait libre en même temps la potasse et l'oxidule de fer, et ce dernier serait oxidé à un plus haut degré, par une autre partie de l'oxide de mercure. Comme la force d'affinité de la potasse, aussi bien que celle de l'oxidule de fer, surpasse celle du mercure et de ses combinaisons, la première de ces hypothèses, où l'on admet que le potassium, obéissant à l'ordre des affinités, se combine avec l'oxigène, corps pour lequel il a une bien plus grande affinité que pour le cyanogène; cette hypothèse, disons-nous, est préférable à la dernière, d'après laquelle la base inconnue la plus forte serait

mise en liberté par l'affinité du mercure pour le cyanogène : c'est donc un motif de plus pour considérer ces combinaisons comme des cyanures métalliques.

Lorsqu'on verse goutte à goutte dans une dissolution d'un sel d'oxidule de fer une dissolution du double cyanure précédent, on obtient un précipité blanc, qu'en général on a considéré comme du prussiate d'oxidule de fer; mais *Proust* a montré qu'il contient de la potasse, dont on ne peut le séparer par un excès d'acide. Ce précipité est par conséquent un double cyanure, dans lequel la quantité de potassium, eu égard à celle du fer, est bien moindre que dans le précédent; mais on n'a pas encore fait des recherches pour en déterminer les proportions relatives. Si on laisse ce précipité en contact avec l'air atmosphérique, il absorbe de l'oxigène et devient bleu quand le liquide contient un excès du double cyanure, ou vert-bleu quand, au contraire, le sel de fer est en excès. Le précipité se transforme alors en bleu de Prusse, et le potassium qu'il contenait reste combiné à une moindre proportion de fer et se dissout dans le liquide sous la forme du double cyanure ordinaire.

Ferro-cyanure de sodium.

b) *Avec le sodium ; ferro-cyanure de sodium, prussiate ferrugineux de soude.* On obtient ce sel de la même manière que le précédent, et, en général, ce que j'ai dit de l'un s'applique également à l'autre. Il cristallise en prismes quadrangulaires étroits, terminés en biseau ; il est jaune, s'effleurit dans un air sec, et se réduit alors en une poudre blanche. Ce sel se dissout dans 4 parties et demie d'eau froide et dans une bien moindre quantité d'eau bouillante : la dissolution cristallise pendant l'évaporation.

Il contient 39 pour cent d'eau de cristallisation, c'est-à-dire, quatre fois autant qu'il en faudrait pour transformer le cyanure en un prussiate.

Ferro-cyanure d'ammonium.

c) *Avec l'ammoniaque ; ferro-cyanure d'ammonium, prussiate ferrugineux d'ammoniaque.* On obtient ce sel en faisant digérer du bleu de Prusse avec un excès d'ammoniaque caustique : il n'en est point complétement décomposé, car il reste une masse

d'un gris brun qui, traitée par les acides, reproduit du bleu de Prusse. On abandonne la dissolution à l'évaporation naturelle, pendant laquelle il se forme peu à peu des cristaux octaèdres réguliers, brillans et d'un jaune-paille. On les obtient quelquefois d'une couleur verte, et d'autres fois on ne parvient pas du tout à faire cristalliser la dissolution, ce qui provient alors de l'impureté du bleu de Prusse, ainsi que je l'exposerai plus bas. Je ne connais, dans ce cas, aucune méthode pour purifier suffisamment ce sel afin qu'il cristallise. Le procédé le plus sûr pour obtenir ce sel pur, consiste à précipiter un sel de plomb par une dissolution d'un double cyanure pur de fer et de potassium, et, après avoir lavé le précipité, à le décomposer par le carbonate d'ammoniaque. Pour éviter l'évaporation, on peut précipiter le double cyanure par l'alcool, dans lequel il n'est, ainsi que les autres doubles cyanures, que peu ou point du tout soluble. Si l'on fait évaporer ce sel à l'air libre, il se volatilise peu à peu du prussiate d'ammoniaque, et le cyanure de fer se transforme aux dépens de l'air en bleu de Prusse,

qui, lorsque le sel est pur, se précipite avec une couleur bleue, et quand il est impur, avec une couleur verte. Ce sel, s'il est sec, et qu'on le chauffe à l'air jusqu'à la température de $+40^{\circ}$, éprouve le même changement et devient bleu; mais dans le vide on peut le faire évaporer sans qu'il éprouve d'altération, parce que le cyanure de fer ne trouve point alors occasion de s'oxider. Ce sel contient de l'eau précisément en proportion suffisante pour opérer la transformation du cyanure de fer en prussiate d'oxidule de fer, et quand on le chauffe dans un appareil distillatoire, il s'échappe du prussiate d'ammoniaque ou cyanure d'ammonium et de l'eau; le cyanure de fer reste, et il est décomposé par une plus haute température, ainsi que je l'ai indiqué au sujet du carbure de fer.

Ferro-cyanure de barium.

d) *Avec le barium; ferro-cyanure de barium, prussiate ferruginé de baryte.* Il peut s'obtenir en faisant digérer de l'hydrate de baryte avec du bleu de Prusse; mais cette méthode est peu avantageuse, en

raison de la difficulté qu'éprouve le double cyanure à se dissoudre dans l'eau. Le mieux est de mélanger une dissolution bouillante d'une partie de muriate de baryte avec une dissolution également bouillante de deux parties de ferro-cyanure de potassium cristallisé, et de laisser ce mélange se refroidir; le ferro-cyanure de barium cristallise alors pendant le refroidissement en petits prismes rhomboïdaux d'une couleur jaune. On en obtient encore davantage par l'évaporation de l'eau-mère. Il faut, pour dissoudre ce sel, 100 parties d'eau bouillante, et 1920 parties d'eau froide. Exposé à une chaleur de +40°, ce sel perd son eau de cristallisation et devient blanc sans tomber en efflorescence. Il perd alors 16,56 pour cent d'eau, et cette perte n'augmente plus, lors même qu'on chauffe le sel assez fortement. Il retient encore 1 ½ pour cent d'eau, qui ne devient apparente que lorsqu'il est décomposé. Toute la proportion d'eau s'élève donc à 18 pour cent. La quantité d'eau que le sel retient de la sorte serait suffisante pour transformer la moitié du fer en prussiate d'oxidule de fer, et toute l'eau contenue est le double de ce

Doubles cyanures avec les radicaux des terres.

h) Les *doubles cyanures* avec les *radicaux des terres proprement dites* (ou *leurs prussiates ferruginés*) ont aussi été peu examinés. Avec le *béryllium* on obtient une combinaison soluble en faisant digérer du sulfate de glucine neutre avec un excès de ferro-cyanure de plomb. Cette dissolution se dessèche en un vernis transparent qui, lorsqu'il commence à se décomposer, devient légèrement bleu. Si l'on fait cet essai avec du *sulfate d'alumine*, on obtient une combinaison insoluble, et le liquide ne contient presque que de l'eau. Le ferro-cyanure de potassium ne forme cependant point de précipité avec les dissolutions d'alumine. L'alumine est dissoute par l'acide prussique ferruginé (acide hydrocyanique ferruginé); mais la dissolution est décomposée en majeure partie pendant l'évaporation.

L'*yttria* est précipité par le ferro-cyanure de potassium avec une couleur blanche.

Doubles cyanures du fer et des autres métaux.

Le fer forme avec les métaux des doubles cyanures, dont en général on n'a examiné que la couleur et la solubilité dans l'eau. Il ne forme des doubles cyanures qu'avec les métaux dont les oxides sont les bases, et non avec ceux qui forment des acides, lorsqu'ils n'ont point d'oxide avec excès de base, auquel cas la composition du cyanure est proportionnelle à cet oxide. Par la même raison le fer ne forme point de doubles cyanures avec les métaux qui approchent le plus des précédens, par exemple, l'or, le platine, le rhodium et l'iridium. On obtient ces ferro-cyanures de métaux par le mélange du sel neutre métallique avec une dissolution de ferro-cyanure de potassium. Ce dernier s'oxide, réduit le métal et est absorbé par l'acide de celui-ci, tandis qu'il abandonne son cyanogène au métal. La nouvelle combinaison est insoluble dans l'eau; quelques-unes même ne se dissolvent pas dans un excès d'acide; d'autres, au contraire, sont solubles dans des acides affaiblis. Les alcalis les décomposent, et le métal se sépare à l'état

d'oxide, tandis que le cyanogène et le fer en sont extraits. La couleur, qui fait leur caractère principal, est indiquée dans le tableau suivant :

Argent : blanc; prend en séchant une légère teinte bleuâtre.

Mercure : blanc; est décomposé en peu d'instans dans le cyanure de fer, qu'il colore en bleu, et dans le cyanure de mercure, qui se dissout.

Cuivre : rouge-brun.

Bismuth : blanc.

Étain : blanc.

Plomb : blanc, tournant un peu au jaunâtre.

Zinc : blanc.

Nickel : blanc, tirant sur le jaune-vert.

Kobalt : verdâtre, mais devient bientôt, même hors du contact de l'air, rouge grisâtre.[1]

Manganèse : blanc; mais parfois d'un beau rouge fleurs de pêchers. Soluble dans les acides.

---

1 Cela paraît provenir d'une absorption d'eau et est analogue au changement de couleur du vert au rouge qu'éprouvent les sels de kobalt à l'approche de l'eau.

Cérium : blanc. Soluble dans les acides.

Urane : brun rougeâtre, répondant à l'oxide.

Chrome : vert grisâtre, insoluble dans l'acide sulfurique concentré.

Il me reste encore à mentionner deux combinaisons du fer avec l'acide prussique ou avec le cyanogène; savoir : l'acide prussique ferruginé et le bleu de Prusse.

Acide hydrocyanique ferruginé.

Le *double cyanure de fer* avec l'*hydrogène acide hydrocyanique ferruginé*, ou l'*acide prussique ferruginé* (*acidum ferro-prussiacum*, *ferrum-cyanicum*), a été découvert par *Porret*, et il le nomma *ferrurett ed chyazic acid*[1]. Il l'obtint, soit en précipitant le ferro-cyanure de barium par l'acide sulfurique, soit en décomposant le double cyanure de potassium par une dissolution d'acide tartarique dans l'alcool : dans ce dernier cas il se forme du *cremor tartari*, l'acide prussique ferruginé se dissout dans l'alcool, et cristallise après l'évaporation en

1 Cette dénomination lui fut suggérée par les initiales C, Hy, Az, qui sont celles des principes constituans de l'acide, et dont il composa alors le nom de *Chyazic*.

cristaux cubiques jaunâtres. Cependant le mieux est de le retirer du double cyanure de plomb ou de cuivre, qu'on mélange, encore humide, avec de l'eau, dans laquelle on dirige un courant de gaz hydrogène sulfuré. Le soufre se combine avec le métal, l'hydrogène forme avec le cyanogène de l'acide prussique, c'est-à-dire, de l'acide hydrocyanique, qui entre en combinaison avec le cyanure de fer et se dissout dans l'eau. On enlève en grande partie, mais pas totalement, l'excès d'hydrogène sulfuré avec une plus grande quantité de ferro-cyanure de plomb; après quoi l'on filtre promptement le liquide, et on le fait évaporer jusqu'à siccité à l'abri du contact de l'air et à proximité d'acide sulfurique. On obtient ainsi une masse blanche, sans aucune trace de cristallisation. En l'arrosant avec un peu d'eau tiède, dépouillée d'air, elle s'y dissout sans altération; mais quand l'eau contient de l'air, il se forme un peu de bleu de Prusse. Cette dissolution, quand elle n'est point dans un état de décomposition, est incolore et inodore; elle a un goût fin, agréablement acide, qui devient ensuite un peu astringent, et elle ne

manifeste aucun des caractères de l'acide prussique. Elle rougit le papier de curcuma, dissout avec effervescence les carbonates et forme avec eux des doubles cyanures. Elle se comporte en tout comme un acide assez fort, qui contiendrait de l'oxigène. On ne la croit point vénéneuse; en l'abandonnant dans un lieu échauffé à l'évaporation naturelle, elle cristallise en petits cristaux incolores, transparens, formant des groupes de rayons concentriques, et qui paraissent composés de prismes quadrilatères. Dans cet état elle paraît contenir de l'eau de cristallisation, et se distingue par là de la masse blanche, lentement soluble dans l'eau, qui reste après l'évaporation dans un lieu vide d'air. Cette dernière, distillée à sec, donne d'abord de l'acide prussique libre d'eau, puis un mélange de prussiate et de carbonate d'ammoniaque, ce qui fait que les dernières gouttes d'acide prussique se solidifient à la fin : le quadricarburétum du fer reste dans la cornue. Quand une dissolution de ce corps acide reste longtemps exposée à l'air, le cyanure de fer passe en s'oxidant à l'état de bleu de Prusse, et l'acide prussique s'en échappe par évapora-

tion. Lorsqu'on fait bouillir cette dissolution, il s'en échappe peu à peu du gaz acide prussique ; il se précipite du cyanure de fer avec une couleur blanche qui passe successivement au bleu, suivant qu'il est frappé par l'air ; le liquide prend, après avoir bouilli pendant quelque temps, un goût moins acide et plus astringent, que quand il contient plus de cyanure de fer en dissolution. L'acide hydrocyanique ferruginé sec et cristallisé ne peut non plus être conservé long-temps au contact de l'air. Il devient bleu, perd son acide prussique, et après un temps plus ou moins long il ne reste plus que du bleu de Prusse.

C'est assurément un phénomène très-remarquable, que ce corps possède des propriétés acides bien plus prononcées que l'acide prussique pur, tandis qu'on devrait s'attendre à voir les propriétés électro-négatives de ce dernier diminuées par sa combinaison avec un corps aussi électro-positif que le fer. Cette circonstance a aussi donné lieu à bien des hypothèses diverses sur la nature de ce corps. *Porret*, et après lui *Thomson* et *Robiquet*, l'ont considéré comme un acide particulier,

dont le fer métallique serait l'un des composans. *Gay-Lussac* le regarde comme l'acide d'un radical, composé de fer et de cyanogène, qu'il a nommé *cyanoferre*, et qui est acidifié par l'hydrogène. Je reviendrai plus bas sur cette considération. D'un autre côté, on peut prendre ce corps pour un prussiate acide d'oxidule de fer, combiné avec trois fois autant d'acide prussique que dans le sel neutre, et qui, par la tendance qu'a le fer de former avec d'autres bases des sels doubles, possède la propriété d'un acide plus fort que l'acide prussique : ainsi donc l'affinité qu'a originairement l'acide prussique seul, se trouve augmentée par l'affinité due à la présence du fer, à peu près comme le tartrate acide ou l'oxalate acide de potasse ont pour divers oxides métalliques une plus grande affinité que l'acide tartarique ou l'acide oxalique seuls.

Enfin, on peut encore (ce qui s'accorde le mieux avec l'explication adoptée précédemment) le considérer comme un double cyanure de fer et d'hydrogène, dans lequel l'hydrogène est combiné à deux fois autant de cyanogène que le fer; et il lui faudrait,

pour former de l'eau, absorber deux fois autant d'oxigène que le fer en exigerait pour passer à l'état d'oxidule.

Au total, il est tout-à-fait indifférent d'adopter l'un ou l'autre de ces deux dernières hypothèses ; car elles ne se distinguent qu'en ce que la première admet que le fer s'y trouve à l'état de prussiate d'oxidule, et la dernière à l'état de cyanure de fer. Des recherches à cet égard ne mèneraient à rien de décisif. Comme l'acide, desséché à l'abri du contact de l'air, produit, pendant la distillation à sec, une quantité d'ammoniaque dont une partie est carbonatée, cela ne peut être occasioné que par la présence de l'eau, dont l'hydrogène s'est combiné avec l'azote du cyanure de fer : il en résulte qu'il est impossible de décider si cette eau s'y trouve dans l'état qui lui est propre, ou si ses principes constituans y étaient employés à la formation du prussiate d'oxidule de fer.

L'acide hydrocyanique ferruginé est composé soit de 46,57 parties d'acide prussique, et 53,43 parties de prussiate d'oxidule de fer, ou de 46,57 d'acide hydrocyanique (acide prussique), 45,77 de cyanure de fer et 7,66

d'eau; il contient 23,27 pour cent de fer. Ainsi que les autres doubles cyanures du fer, il est dissous par l'acide sulfurique, et quand l'acide est humecté à l'air, la combinaison avec l'acide sulfurique se précipite sous la forme d'une poudre blanche non cristalline. Cette poudre se dissout facilement dans l'eau sans laisser de résidu; la dissolution contient de l'acide sulfurique et de l'acide hydrocyanique ferruginé, lequel commence immédiatement à déposer du bleu de Prusse.

Bleu de Prusse.

Le bleu de Prusse a été découvert par hasard, en 1710, par un fabricant de Berlin, nommé *Diesbach*. Il devait précipiter par le carbonate de potasse la dissolution d'un mélange de cochenille, d'alun et de vitriol de fer, et il obtint un précipité bleu. Le carbonate alcalin, employé dans cette opération, lui avait été fourni par *Dippel*, qui s'en était servi dans ses essais de fabrication d'une huile nommée *oleum animale Dipeli*, du nom de son inventeur. Mais ce n'est qu'en 1724 que *Woodward* fit connaître à Londres la manière de préparer le bleu de Prusse.

Préparation du bleu de Prusse.

Celui qui sert pour la peinture, se fabrique maintenant en grand de la manière suivante. On mélange avec de la potasse du sang séché, des crins, de la corne, ou d'autres parties animales; on fait rougir le tout dans un creuset de fer, jusqu'à ce qu'il ne se manifeste plus de flamme; on retire alors la masse du feu, on la couvre bien et on la laisse refroidir; on l'arrose ensuite avec de l'eau, qui dissout à la fois une partie de la potasse non encore altérée, et une certaine quantité de cyanure de potassium (prussiate de potasse). Au moyen de cette dissolution on en précipite une de vitriol de fer mêlée d'alun, et l'on obtient ainsi un précipité bleu. L'intensité de sa couleur dépend de l'excès inégal de l'alcali dans la lotion, de la proportion d'alun et du degré d'oxidation du fer dans la dissolution de vitriol. L'addition d'alun a lieu proprement pour saturer l'alcali libre; il précipite alors de l'alumine, et cela est moins préjudiciable à la couleur, que s'il se précipitait en même temps un excès d'oxide de fer: dans ce cas, la couleur

en deviendrait verte. On doit au reste envisager cette addition d'alun comme une falsification, qui occasionne en effet les teintes si variées qu'offre le bleu de Prusse répandu dans le commerce. Aussi les fabricans qui s'attachent à produire du bleu de Prusse de première qualité, ne se servent-ils point par cette raison de l'alun; ils font usage d'acide sulfurique pour retirer l'excès d'oxide qui se précipite avec le bleu de Prusse, et ils obtiennent de la sorte une couleur pure, mais en moindre quantité.

Pour obtenir le bleu de Prusse dans un parfait état de pureté, il faut le préparer avec du ferro-cyanure de potassium pur, qu'on verse goutte à goutte dans la dissolution d'un sel d'oxide de fer. Il a alors une belle couleur bleue très-foncée; pendant le lavage il s'agglomère fortement, et il est très-difficile de l'obtenir complétement pur; il conserve ordinairement toujours une légère trace de potasse, que l'on découvre après sa combustion. D'après *Raimond*, on obtient le plus beau bleu de Prusse en le précipitant du nitrate d'oxide de fer, et la nuance en est, dit-on, si belle, qu'elle compense les

frais plus considérables de la préparation de ce sel. Le bleu de Prusse n'est soluble que dans l'acide sulfurique concentré, avec lequel il se combine en une masse semblable à la colle d'amidon, et dont on le sépare sans l'altérer avec de l'eau. On peut l'exposer à une très-forte chaleur sans qu'il en éprouve de changement, et il a une très-grande attraction pour l'humidité hygroscopique. Il est décomposé par les bases; il se sépare de l'oxide de fer, et de l'acide prussique ferruginé est extrait. Chauffé dans un appareil distillatoire, il donne d'abord un peu d'eau, puis un peu de prussiate d'ammoniaque, et enfin du carbonate d'ammoniaque accompagné d'humidité jusqu'à ce que l'opération soit terminée. Il reste dans la cornue une masse noire, charbonneuse, qui se consume sans flamme, avec beaucoup de vivacité, de la manière indiquée à l'occasion du carbure de fer, et qui laisse alors le tricarburétum du fer.

Nature du bleu de Prusse.

Il est difficile de décider comment on doit envisager la composition du bleu de

Prusse. *Proust* a fait voir le premier qu'une combinaison de prussiate d'oxidule de fer avec du prussiate d'oxide de fer était nécessaire à sa formation; et, en effet, dans l'hypothèse des prussiates, le bleu de Prusse est réellement un sel double de ces deux oxides; mais il paraîtrait qu'il se forme au moins deux combinaisons bleues, qui n'ont point une composition tout-à-fait semblable.

L'une d'elles est neutre, et l'autre est avec excès de base.

Bleu de Prusse neutre.

Le bleu de Prusse neutre s'obtient en mélangeant le double cyanure de potassium et de fer avec une dissolution neutre, par exemple, de muriate ou de nitrate d'oxide de fer: la neutralité du liquide n'en est point altérée, au moins tant qu'il n'y entre point un excès de sel de fer. Ainsi, le potassium du bleu de Prusse précipité est, si l'on regarde la combinaison comme un prussiate, décomposé par une quantité d'oxide de fer, dont la proportion d'oxigène est deux fois plus grande que dans l'oxidule de l'acide prussique; ou bien, si l'on envisage cette

dessécher, et il se laisse ensuite redissoudre en majeure partie dans l'eau. Les acides et les sels précipitent cette dissolution, mais le précipité est encore soluble dans l'eau pure. L'alcool ne la précipite point. J'ai conservé de ces dissolutions pendant plus d'une année, sans qu'elles aient déposé du bleu de Prusse. Lorsqu'on dirige dans un tel liquide bleu un courant de gaz hydrogène sulfuré, il devient noir, et le liquide ne contient point d'acide prussique ferruginé libre.

Il est difficile de déterminer la proportion du fer dans le bleu de Prusse, à cause des différentes quantités d'humidité hygroscopique qu'il renferme.

Usages du bleu de Prusse dans les arts.

On se sert du bleu de Prusse pour la peinture, tant à l'eau qu'à l'huile, et il se distingue par sa belle teinte foncée et par sa fixité. On a commencé à s'en servir pour teindre la soie, en la laissant macérer dans du ferro-cyanure de potassium, et la plongeant dans une dissolution de fer. On l'a aussi employé en Suède, pendant un certain temps, pour le mêler à la pâte de papier,

dans le but de lui donner une teinte bleuâtre, ce qu'on produisait ordinairement au moyen de smalte ; mais le papier en reçoit une couleur verdâtre et un vilain aspect.

On prépare une combinaison d'amidon et de bleu de Prusse, qui a une belle couleur bleue mitigée et qui est fort estimée, mais dont le procédé de fabrication est tenu secret. Quand on la fait bouillir dans l'eau, l'amidon s'y dissout, et la masse devient gélatineuse et verte. En la faisant digérer avec de l'acide sulfurique affaibli, l'amidon peut en être extrait sans que la couleur bleue soit détruite.

On s'est servi pendant quelque temps du ferro-cyanure de potassium dans les analyses de minéraux pour précipiter le fer à l'état de bleu de Prusse, et on estimait que les quatre septièmes du fer restant après la calcination avaient été précipités de la dissolution ; maintenant on n'en fait plus usage pour cet objet, parce que le ferro-cyanure de potassium se décompose si facilement et qu'il abandonne aussi au précipité une partie de son fer, indépendamment de ce qu'on a évalué.

Quand, dans la préparation du bleu de

Prusse en grand, la masse de sang et de potasse n'est pas assez complétement calcinée, on obtient un bleu de Prusse qui, lorsqu'on l'emploie à la préparation du ferrocyanure de potassium, donne une dissolution verdâtre qu'on ne parvient point à faire cristalliser. Le bleu de Prusse contient aussi en outre de l'argile, et l'on recommande, pour l'en extraire, l'usage de l'acide muriatique; mais on peut s'en passer quand on se sert du carbonate alcalin. Cette combinaison verte forme, pendant sa dessiccation, des écailles vertes : elles deviennent gris-foncé après un jour d'exposition à l'air, et se dissolvent de nouveau dans l'eau avec une couleur verte, tandis qu'il se dépose une poudre verte. J'ai analysé cette combinaison, mais elle donne la même proportion d'oxide de fer et de potasse, que la combinaison ordinaire.

La meilleure manière de l'amener à cristalliser, consiste à la chauffer jusqu'au point de la fusion, après l'avoir fait sécher parfaitement; mais par ce procédé on en perd toujours une partie, qui est décomposée par l'eau des principes étrangers qui l'accompa-

gnent. On obtient, par une seconde dissolution, beaucoup de carbure de fer, et il se dissout dans le liquide du cyanure de potassium sans fer. L'hydrate d'oxide de fer, restant après le traitement de cette espèce de bleu de Prusse par les alcalis, devient plus foncé au contact de l'air.

L'hydrate de baryte est plus susceptible que toute autre base de produire cette combinaison verte. Elle reste dans la dissolution après la cristallisation du sel pur, et elle est également soluble dans l'esprit de vin. Évaporée lentement au contact de l'air, il se dépose de petits cristaux incolores de nitrate de baryte, et la couleur verte est détruite; mais elle reparaît de nouveau, lorsqu'on verse sur le sel desséché de l'alcool et qu'on l'expose pendant quelque temps aux rayons du soleil. Cette combinaison verte, ainsi que le sel vert de potasse, forment avec les sels d'oxide de fer du bleu de Prusse : la chaux ne produit point cette variété verte; il est probable qu'elle reste combinée avec le sel jaune avec excès de base, que cette terre laisse indécomposé.

L'ammoniaque, au contraire, procure une

quantité considérable de ce sel modifié de la sorte; quelquefois on n'en obtient pas d'autre. Il ne cristallise plus alors sous la forme indiquée; mais seulement, quand il a acquis la consistance sirupeuse, la masse se fige en un amas de cristaux verts en forme d'aiguilles. Quand on décompose par l'alcool une dissolution de ce sel, il se précipite avec une couleur verte, et il se rassemble, au-dessous de l'alcool, un sirop vert, épais. Des dissolutions et évaporations souvent réitérées le décomposent peu à peu, et il se dépose une poudre verte; mais le résidu est de la même nature. Un excès d'ammoniaque le rend brun; mais il reprend sa couleur verte, quand cet excès d'ammoniaque s'est volatilisé. L'acide acéteux n'altère point cette couleur. Le sel ammoniac pur peut même, par une évaporation répétée, être transformé en cette variation verte, et l'on obtient parfois ainsi des cristaux octaèdres, troubles et d'un vert foncé : la substance verte qui est précipitée dans ces opérations, est du bleu de Prusse tout-à-fait différent de celui qui est formé par la combinaison de l'acide chloro-hydro-cyanique

avec les sels de fer. Les acides lui rendent sa couleur bleue; la potasse ne le décompose que lentement, et il se forme alors une masse couleur de rouille tirant sur le vert. Ce principe vert, lorsqu'il est calciné, répand une forte odeur de corne de cerf, et il donne, comme le bleu de Prusse pur, beaucoup de carbonate d'ammoniaque.

Ferro-cyanure de potassium avec maximum de cyanogène.

2. La seconde classe de cyanure de fer a été découverte depuis peu par ***Léopold Gmelin;*** le fer y est combiné avec une fois et demie autant de cyanogène que dans les précédens, c'est-à-dire, qu'il y égale le prussiate d'oxide de fer. On n'a examiné jusqu'ici qu'une combinaison de cette classe; c'est celle avec le potassium. Pour l'obtenir, on procède de la manière suivante: on dissout dans l'eau du ferro-cyanure de potassium cristallisé, et l'on dirige dans cette dissolution de l'acide muriatique superoxidulé ou chlore, jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus de sels d'oxide de fer; ce qui n'exige point une grande quantité de chlore. C'est à la

lumière d'une bougie qu'on distingue le mieux quand l'opération est terminée, parce que le liquide, qui auparavant paraît verdâtre, devient rouge. On cesse alors d'y ajouter du chlore, parce qu'il détruirait le sel déjà formé. On filtre le liquide et on l'abandonne à une évaporation lente dans un vase garni de bords élevés. Le sel cristallise d'abord en aiguilles; ces cristaux ont presque un éclat métallique, et sont d'une couleur qui joue du jaune au rouge. On redissout ces cristaux et on les fait cristalliser de nouveau; on obtient alors ce sel en beaux cristaux, rouge de rubis, translucides, parfois assez grands, et d'une forme cristalline confuse. Ces cristaux ne contiennent pas d'eau, c'est-à-dire, qu'ils ne contiennent point d'oxide de fer ni d'acide prussique; le potassium et le fer s'y trouvent l'un à l'égard de l'autre dans un tel rapport que tous deux prennent la même quantité de cyanogène, et absorbent la même quantité d'oxigène, en passant, le premier, à l'état de potasse, et le second à l'état d'oxide de fer. Ce sel est composé de 35,68 de potassium, 16,48 de fer, et 47,84 de cyanogène. Lorsqu'on le chauffe à

la flamme d'une chandelle, il brûle avec vivacité et lance de côté et d'autre de pétillantes étincelles de fer. Chauffé dans un appareil distillatoire, il se change en ferro-cyanure de potassium ordinaire, abandonne du gaz cyanogène et du gaz azote, et lors de la dissolution de cette masse après la fusion, il reste peu de carbure de fer. Une partie de ce sel se dissout dans 38 parties d'eau froide. La dissolution est jaune et l'alcool en précipite une masse d'un rouge brun, formée de très-petits cristaux. Ce sel n'est cependant pas complétement insoluble dans l'alcool. Sa dissolution dans l'eau est le réactif le plus sensible pour constater la présence de l'oxidule de fer; car un liquide qui ne contient que la plus légère trace de ce dernier, devient alors vert, et s'il y en a une plus grande proportion d'oxidule de fer, il y a du bleu de Prusse précipité. Les dissolutions d'oxide de fer, au contraire, ne sont ni précipitées, ni modifiées par ce réactif.

Acide hydrocyanique ferruginé avec maximum de cyanogène.

L. Gmelin a trouvé qu'avec la soude, l'ammoniaque, la baryte et la chaux, on forme des sels rouges semblables et solubles dans l'eau. En mêlant une dissolution du sel que nous venons de décrire, avec des sels métalliques, il se forme des précipités volumineux et colorés. Leur couleur est, d'après les essais de *Gmelin*, celle indiquée ci-après ;

Titane : jaune brunâtre.

Urane : brun rougeâtre.

Manganèse : gris brunâtre.

Kobalt : rouge-brun foncé.

Nickel : brun jaunâtre.

Cuivre : brun-jaunâtre sale.

Argent : jaune orangé.

Mercure, tant des sels d'oxidule que des sels d'oxide : jaune.

Étain : blanc.

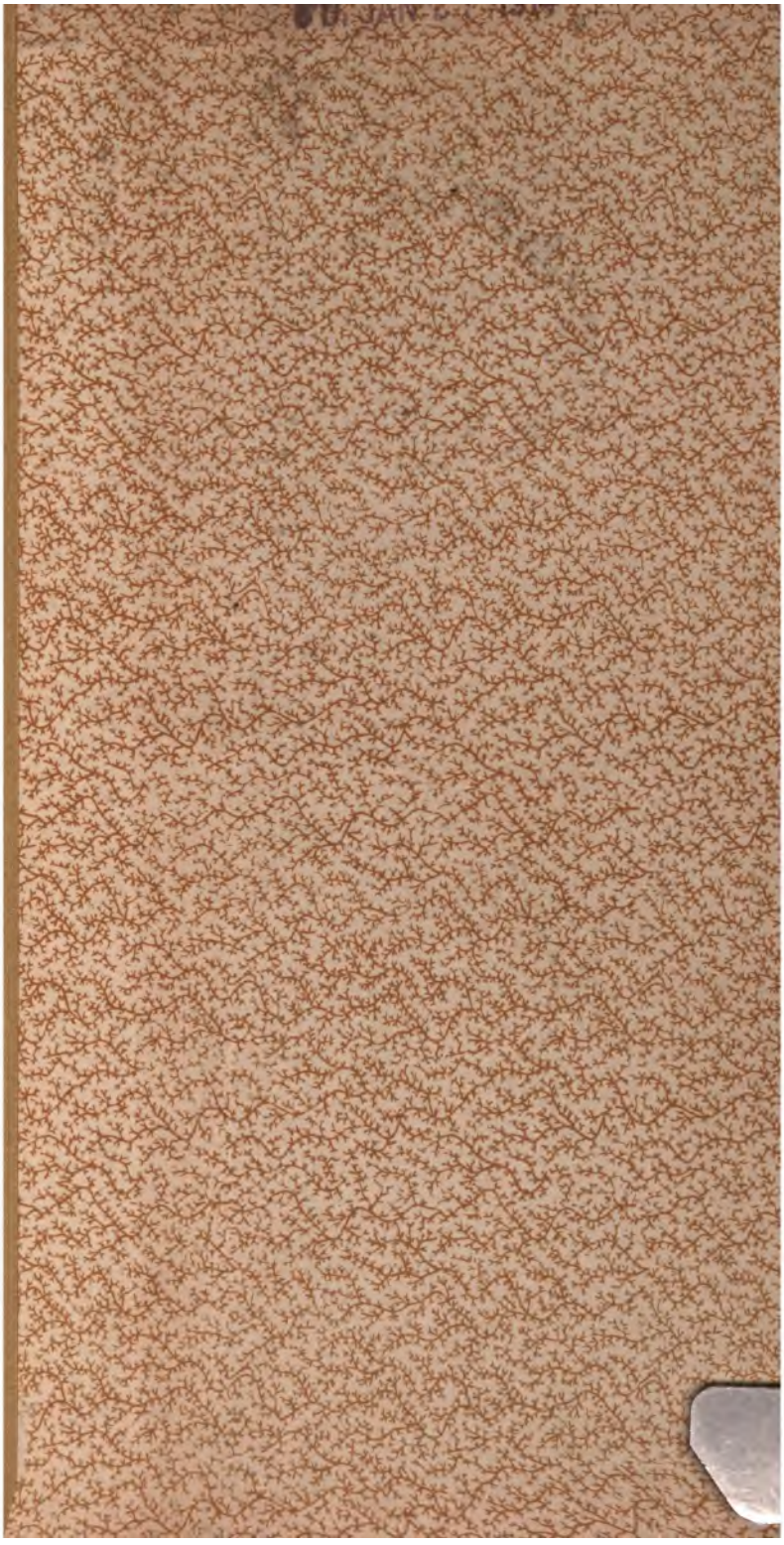
Zinc : jaune orangé.

Bismuth : jaune brun.

Avec le plomb on n'obtient pas d'abord de précipité, mais il se dépose, après un

certain temps, des cristaux d'une couleur rouge-brun. En les arrosant ensuite avec de l'acide sulfurique, on obtient un liquide rouge qu'une évaporation naturelle fait cristalliser en aiguilles d'un jaune brun. Ces cristaux réagissent sur le curcuma comme un acide, ont un goût acide et ensuite astringent, et se décomposent par une chaleur modérée en acide prussique et en bleu de Prusse. Ces cristaux sont formés par une combinaison d'acide prussique (l'acide hydrocyanique), avec du cyanure de fer rouge, dans un tel rapport que le fer et l'hydrogène absorbent cette quantité de cyanogène. Le fer s'y trouve, à l'égard du cyanogène, dans le même rapport que dans l'acide prussique ferruginé, mentionné précédemment; mais celui-ci contient un tiers d'hydrogène de plus que l'acide rouge. Ce dernier est composé de 1,39 d'hydrogène, 25,28 de fer, et 73,33 de cyanogène, ou bien de 38 parties d'acide hydrocyanique et 62 parties de cyanure de fer rouge. On ignore s'il contient de l'eau combinée chimiquement.

L'acide rouge précipite les dissolutions métalliques avec la même couleur et les mêmes

tion permanente, comme, par exemple, dans les premières périodes de la pulmonie, dans certaines affections hémorrhoïdales, etc.; mais l'expérience a démontré que ces effets préjudiciables de l'oxide de fer peuvent être neutralisés par l'addition d'une juste dose d'alcali, sans que pour cela la vertu fortifiante du premier en soit sensiblement diminuée.

STRASBOURG, DE L'IMPRIMERIE DE F. G. LEVRAULT.